

МИНИСТЕРСТВО ЗДРАВООХРАНЕНИЯ РЕСПУБЛИКИ БЕЛАРУСЬ
ВИТЕБСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ МЕДИЦИНСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ

РУКОВОДСТВО

к лабораторно-практическим занятиям
ПО ОБЩЕЙ И НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

для студентов I курса
фармацевтического факультета

(ЧАСТЬ 2)

(2 - е издание)

Библиотека ВГМУ



Витебск – 2013

УДК 54(076.5)

ББК 24.1я73

Г 91

Рецензенты:

зав. кафедрой аналитической и токсикологической химии ВГМУ,
профессор **А.И.Жебентяев**;

зав. кафедрой общей, клинической биохимии ВГМУ, профессор
Н.Ю.Коневалова.

Горбатов В.В.

- Б 63 Руководство к лабораторно-практическим занятиям по общей и неорганической химии для студентов фармацевтического факультета в 2-х частях. Часть 2 (2-е издание): Пособие. / В.В. Горбатов, З.С. Кунцевич. – Витебск: ВГМУ, 2013. - 97 с.

ISBN 978-985-466-652-5

Руководство к лабораторно-практическим занятиям по общей и неорганической химии составлено в соответствии с типовой учебной программой по общей и неорганической химии для студентов фармацевтического факультета высших медицинских учебных заведений.

УДК 54(076.5)

ББК 24.1я73



307737

ISBN 978-985-466-652-5

© Горбатов В.В., Кунцевич З.С., 2013

© Витебский государственный
медицинский университет, 2013

О Г Л А В Л Е Н И Е

Предисловие	4
Цель и задачи курса.....	5
Учебная литература.....	5
Правила работы и поведения в учебной химической лаборатории...	6
Меры безопасности при работе в лаборатории.....	7
Ведение лабораторного журнала.....	8
Примерная схема оформления лабораторной работы (УИРС)	8
Рекомендации студентам при подготовке к занятию	9
Занятие №1. Водород и свойства его соединений	10
Занятие №2. Итоговое практическое занятие по разделам «Строение вещества», «Комплексные соединения»	14
Занятие №3. S-элементы-металлы и свойства их соединений	14
Занятие №4. Элементы группы VI В и свойства их соединений	20
Занятие №5. Элементы группы VII В и свойства их соединений	25
Занятие №6. Элементы группы VIII В и свойства их соединений	30
Занятие №7. Элементы группы I В и свойства их соединений	38
Занятие №8. Элементы группы II В и свойства их соединений	43
Занятие №9. S- и d-элементы и их соединения (<i>контрольная работа</i>)	48
Занятие №10. Элементы группы III А и свойства их соединений	48
Занятие №11. Элементы группы IV А и свойства их соединений	53
Занятие №12. Свойства азота и его соединений	59
Занятие №13. Свойства фосфора и его соединений	65
Занятие №14. Свойства соединений мышьяка, сурьмы, висмута	68
Занятие №15. Элементы группы VI А и свойства их соединений	73
Занятие №16. Элементы группы VII А и свойства их соединений	79
Занятие №17. p-элементы и их соединения (<i>контрольная работа</i>)	82
Занятие №18. Итоговое (зачетное) практическое занятие	83
Рекомендации по самоподготовке к экзамену	84
 Перечень знаний, умений и навыков, приобретаемых студентами при изучении курса общей и неорганической химии	 84
 Программные вопросы по общей и неорганической химии для курсового экзамена	 86
 Перечень практических навыков по общей и неорганической химии для экзамена	 97

ПРЕДИСЛОВИЕ

Настоящее руководство составлено с учетом типовой учебной программы по общей и неорганической химии для студентов фармацевтического факультета и предназначено для оказания помощи студентам в самоподготовке к учебным занятиям и выполнении лабораторных работ.

В руководство к лабораторно-практическим занятиям включены: методические разработки к каждому занятию; основные правила работы и меры безопасности при работе в химической лаборатории; литература для подготовки к занятию; рекомендации по оформлению протокола выполнения лабораторной учебно-исследовательской работы (УИРС); вопросы для самоконтроля подготовленности к занятию.

Методические указания и рекомендации к каждому занятию знакомят студентов: с темой и целью занятия, обоснованием значимости темы для студента-провизора, программными вопросами и заданиями для самоподготовки с указанием литературы. В руководстве приведены методические разработки по выполнению лабораторных учебно-исследовательских работ (УИРС).

ЦЕЛЬ и ЗАДАЧИ КУРСА

Формирование и развитие у студентов системных знаний качественного и количественного прогнозирования продуктов химического взаимодействия неорганических веществ, используемых в фармации; выработка умений и навыков применения теоретических положений и экспериментальных методов химии при изучении последующих химических и специальных дисциплин, а также в профессиональной деятельности провизора.

УЧЕБНАЯ ЛИТЕРАТУРА

ОСНОВНАЯ:

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. М.: Высш. шк., 1981, 1988.
2. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов. Учеб. для мед. спец. вузов /Ю.А.Ершов, В.А.Попков, А.С.Берлянд и др.; Под ред. Ю.А.Ершова. – М.: Высш. шк., 1993 и последующие издания.
3. Глинка Н.Л. Общая химия. М.: Высш. шк., 1980 и последующие издания.
4. Романцева Л.М., Лещинская З.Л., Суханова В.А. Сборник задач и упражнений по общей химии. Учебное пособие для вузов. – М.: Высш. шк., 1980, 1991.
5. Васильева З.Г., Грановская А.А., Талерова А.А. Лабораторные работы по общей и неорганической химии. Ленинград.: Химия, 1986.
6. Курс лекций по общей химии (для студентов фармацевтического факультета). /Горбатов В.В./ - Витебск, ВГМУ, 2001.-81с.
7. Курс лекций по неорганической химии. /В.В.Горбатов, З.С.Кунцевич/ – Витебск, ВГМУ, 2002. – 161с.

ДОПОЛНИТЕЛЬНАЯ:

8. Карапетьянц М.Х., Дракин С.И. Общая и неорганическая химия. М.: Химия, 1981.
9. Свиридов В.В., Попкович Г.А., Васильева Г.И. Задачи, вопросы и упражнения по общей и неорганической химии. Минск.: Изд-во БГУ, 1982.
10. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. Ленинград.: Химия, 1983 и последующие издания.

ПРАВИЛА РАБОТЫ И ПОВЕДЕНИЯ В УЧЕБНОЙ ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ

1. Каждый студент обязан приходить в лабораторию за 4-5 минут до начала занятия.

2. За каждым студентом в лаборатории закрепляется рабочее место, которое должно содержаться в порядке и не загромождаться посторонними предметами. Каждый студент должен иметь для работы в лаборатории халат и шапочку.

3. Перед каждой лабораторной работой необходимо изучить относящийся к этой теме теоретический материал. Лабораторную работу можно начинать только после тщательного изучения методики ее выполнения.

4. За чистоту и порядок на рабочем месте отвечает студент, а в лаборатории – дежурный студент. Дежурный студент принимает рабочие места у студентов, которые выполнили лабораторную работу.

5. Каждый студент должен знать, где находятся водопроводные краны, аптечка, средства тушения огня и уметь ими пользоваться.

6. В процессе работы необходимо содержать рабочее место в чистоте. Весь мусор, образующийся при работе (обрывки бумаги, спички и пр.), тотчас же отправлять в емкость для мусора. Ничего не бросать на пол и в раковину. Случайно пролитые на стол или пол реактивы убирать немедленно.

7. Необходимо экономно расходовать реактивы. Неизрасходованные или взятые в избытке реактивы нельзя сливать или ссыпать обратно в склянки.

8. Запрещается уносить приборы и реактивы общего пользования на свое рабочее место. Каждый предмет или реактив необходимо ставить на место после пользования им.

9. Нельзя путать пробки от склянок, пилетки и цилиндры для взятия различных реактивов.

10. Концентрированные кислоты и щелочи ни в коем случае не выливать в раковину. Для этого под тягой есть специальные склянки для слива.

11. Все работы с вредными веществами нужно проводить в вытяжном шкафу.

12. По окончании работы необходимо вымыть посуду, поставить реактивы на свои места, убрать свое рабочее место, закрыть водопроводные краны, выключить электроприборы.

13. Во время работы в лаборатории необходимо соблюдать тишину, запрещается есть и заниматься посторонними делами.

14. Результаты выполнения лабораторной работы студент обязан записывать в специальную тетрадь – лабораторный журнал. Записи в лабораторном журнале должны кратко и четко описывать основную идею работы, используемые приборы и реактивы, уравнения реакций и процессов, выводы.

МЕРЫ БЕЗОПАСНОСТИ ПРИ РАБОТЕ В ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ

При работе в лаборатории необходимо быть особенно внимательными и соблюдать исключительную осторожность. Недостаточное знакомство с приборами и недостаточное знание свойств веществ или небрежность в работе может повлечь за собой несчастные случаи (повреждение глаз, кожи рук и лица, слизистых оболочек носа, горла и органов дыхания, порезы и т.д.). Каждый студент должен соблюдать следующие меры безопасности при работе в лаборатории:

1. Концентрированные растворы кислот, щелочей и летучих веществ выставляются в вытяжном шкафу и переносить их на рабочее место нельзя!
2. Все опыты с концентрированными кислотами, неприятно пахнущими и вредными веществами (сероводород, хлор, конц. азотная кислота, конц. серная кислота и др.) выполняются в вытяжном шкафу.
3. Нельзя брать вещества руками и пробовать их на вкус. Нюхать вещества следует осторожно, держа склянку или пробирку на расстоянии, направляя движением руки воздух от отверстия сосуда к носу и, не вдыхая, понюхать вещество.
4. При наливании реактивов не наклоняться над отверстием сосуда во избежание попадания брызг на лицо и одежду.
5. При нагревании растворов не направлять пробирку отверстием на себя и других студентов, находящихся рядом. Пробирку держать в наклонном положении, при этом нагревание идет более равномерно.
6. Опыты с летучими и легко воспламеняющимися веществами необходимо проводить вдали от огня и по возможности в вытяжном шкафу.
7. На открытом огне можно нагревать вещества, находящиеся только в пробирках, круглодонных колбах или же в специальной фарфоровой посуде (выпарительные чашки, тигли); стаканы, плоскодонные колбы можно нагревать только на асбестовой сетке.
8. Не ставить горячие чашки или тигли прямо на стол или основание штатива, а ставить их только на асбестовую сетку или керамическую плитку.
9. Выпаривание растворов проводить в фарфоровой чашке, прокаливание сухих веществ - в тигле, при этом чашку и тигель поме-

щать на кольцо штатива. Не вливать воду в накалившую чашку или тигель, они могут лопнуть.

10. Стекланную посуду (пробирки, колбы) с горячей водой или раствором можно охлаждать в струе холодной воды под краном, при этом струя воды должна омывать только ту часть сосуда, которая заполнена жидкостью.
11. При разбавлении концентрированных кислот, особенно серной, следует кислоту вливать в воду, а не наоборот. Слянку держать дальше от лица.
12. При всех несчастных случаях немедленно обращайтесь к преподавателю. При легких ожогах растворами кислот и щелочей, порезах пальцев пользуйтесь аптечкой лаборатории. При более серьезных несчастных случаях обращайтесь за врачебной помощью.

ВЕДЕНИЕ ЛАБОРАТОРНОГО ЖУРНАЛА

Лабораторный журнал - это отчет студента о выполненной учебно-исследовательской работе (УИРС). Ведение его является обязательным.

Каждый студент ведет лабораторный журнал, где описывается ход выполнения и результаты экспериментальной работы.

Запись в журнале ведется только чернилами, рисунки выполняются карандашом. В зависимости от того, как ведутся записи в лабораторном журнале, можно судить об отношении студента к работе и к качеству ее выполнения.

Каждую работу следует начинать с новой страницы. На страницах тетради следует оставлять поля для расчетов, дополнительных замечаний и т.п. Студент должен научиться применять для своих записей собственные и точные формулировки, объяснять результаты эксперимента и делать выводы.

ПРИМЕРНАЯ СХЕМА ОФОРМЛЕНИЯ ЛАБОРАТОРНОЙ РАБОТЫ (УИРС)

1. Дата выполнения.
2. Номер и название учебно-исследовательской работы.
3. Цель работы.
4. Номер и название опыта.
5. Ход работы (краткое перечисление последовательных операций 1, 2, 3, ..., необходимых для выполнения работы).
6. Приводится химизм реакций (молекулярные и ионные уравнения реакций).
7. Вывод, в котором отражается достижение цели данного опыта.

Примечание:

- 1) протокол (отчет) лабораторной работы по пунктам 1-5 составляется дома накануне занятия и является частью домашнего задания.
- 2) на занятии студенты выполняют эксперимент, заполняют пункты 6-7.

Каждая работа, выполненная студентом, защищается у преподавателя.

Защита заключается в ответах на вопросы, связанные с принципом выполнения работы, сущностью наблюдаемых явлений и полученных результатов.

Работа считается выполненной, если она защищена студентом и подписана преподавателем.

РЕКОМЕНДАЦИИ СТУДЕНТАМ ПРИ САМОПОДГОТОВКЕ К ЗАНЯТИЮ

1. Ознакомьтесь с названием, значимостью и целями данного занятия.
2. Изучите программные вопросы, используя при этом конспект лекций и рекомендуемую литературу, и выполните упражнения и задачи для закрепления теоретического материала.
3. Подготовьтесь к выполнению на занятии лабораторной работы.
4. Проверьте уровень своей домашней подготовки по вопросам для самоконтроля.

ЗАНЯТИЕ №1

Тема: Водород и свойства его соединений.

Цели занятия:

1. Изучение основных закономерностей и положений химии водорода, расширение представлений о применении водорода и его соединений, в том числе в медицине и фармации.
2. Уяснение учебных целей и задач лабораторного практикума по химии элементов, его особенностей, значения и роли его для дальнейшего изучения химических и специальных дисциплин.
3. Приобретение практических навыков получения и исследования химических свойств водорода и его соединений, закрепление правил работы с кислотами и щелочами.
4. Формирование умений и навыков по обработке экспериментальных данных и составление отчета о работе при изучении химии элементов.

К занятию необходимо:

1. ИЗУЧИТЬ следующие программные вопросы: общая характеристика водорода. Особенности его положения в ПСЭ, реакции с кислородом, галогенами, активными металлами, оксидами. Характеристика и реакционная способность связи водорода с другими распространенными элементами: кислородом, азотом, углеродом, серой. Особенности поведения водорода в соединениях с сильнополярными и слабополярными связями. Ион водорода в водном растворе. Вода как важнейшее соединение водорода, её физические и химические свойства. Аквакомплексы и кристаллогидраты. Дистиллированная и апиrogenная вода, их получение и применение в фармации. Природные воды, минеральные воды. Пероксид водорода (H_2O_2), его кислотнo-основная и окислительно-восстановительная характеристики, применение в медицине.

2. ВЫПОЛНИТЬ задания №4, 8, 14-17 (см. вопросы для самоконтроля).

3. ПОДГОТОВИТЬСЯ к выполнению лабораторной учебно-исследовательской работы «Водород и пероксид водорода».

ЛИТЕРАТУРА:

[1] Лекционный материал;

[2] Глинка Н.Л. «Общая химия», 1980-88 гг., гл.VII, §§69-72, 75 и гл. XI, §§115-117;

[3] Ахметов Н.С. «Общая и неорганическая химия», 1988г., часть 2, раздел II, гл.2 и гл. 4 (с. 303-304) или за 1981г., часть 2, раздел II, гл.2 (§1) и гл.3 (с. 315-317);

[4] Карапетьянц М.Х., Дракин С.И. «Общая и неорганическая химия», 1981г., гл.7, с. 462-468 и с. 439-443.

Вопросы для самоконтроля подготовленности к занятию:

1. Обоснуйте особенности положения водорода в ПСЭ, сопоставив его свойства со свойствами р-элементов VII группы и s-элементов I группы ПСЭ.
2. В чем причина уникальности свойств водорода и отсутствия элементов – аналогов его?
3. Какие валентности и степени окисления характерны для водорода? Определить степень его окисления в ионах: HF_2^- , BH_4^- , NH_4^+ .
4. Постройте энергетические диаграммы распределения электронов по молекулярным орбиталям в молекуле H_2 и молекулярных ионах H_2^+ и H_2^- . Определите порядок связи в них и сравните эти частицы по устойчивости.
5. Молекулярный или атомарный водород проявляет более высокую реакционную способность в обычных условиях и почему?
6. Используя значения ЭО элементов, объясните, как изменяется полярность связи в соединениях: NaNH , CH_4 , H_3N , H_2O , HF ?
7. Какие окислительно-восстановительные свойства способен проявлять водород? Ответ подтвердите соответствующими уравнениями реакций.
8. Напишите уравнения реакций уксусной кислоты, аммиака, хлорида цинка и карбоната натрия с водой. Укажите в каждом случае тип протолитической реакции и поясните, какую роль (кислота или основание) выполняет вода.
9. Как можно из тяжелой воды (D_2O) получить DCl , D_2SO_4 , D_3N ?
10. Поясните, в каком из случаев быстрее обесцветится раствор KMnO_4 :
а) $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
б) $\text{KMnO}_4 + \text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{ZnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$?
Ответ объясните.
11. Укажите, какие соединения являются пероксидами: Na_2O_2 , NaO_2 , MnO_2 , BaO_2 , PbO_2 , $\text{CrO}(\text{O})_2$.
12. Как доказать, что пероксид водорода является слабой кислотой?
13. Укажите продукты в представленных ниже схемах реакций. Поясните, какие окислительно-восстановительные свойства проявляет пероксид водорода в следующих реакциях:
а) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$
б) $\text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$
в) $\text{NaCrO}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{KOH} \rightarrow \dots$
г) $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \dots$
14. Для полного обесцвечивания 20 мл 0,02 М раствора перманганата калия в сернокислой среде потребовался равный объем раствора пероксида

водорода. Рассчитайте молярную концентрацию раствора пероксида водорода и объем выделившегося кислорода (н.у.).

15. Определите молярную концентрацию эквивалента 0,1 М раствора H_2O_2 , если пероксид водорода является восстановителем, окисляясь при этом до O_2 ; если H_2O_2 является окислителем, восстанавливаясь при этом в кислой среде до воды.
16. Для выделения 0,3 г йода из подкисленного раствора KI добавили 0,8 г раствора H_2O_2 . Вычислите массовую долю пероксида водорода в растворе.
17. Рассчитайте, сколько граммов 3,4%-ного водного раствора H_2O_2 необходимо добавить для окисления 100 мл 0,2М раствора FeSO_4 в присутствии серной кислоты.

Учебно-исследовательская работа (УИРС): «Водород и пероксид водорода»

Опыт 1. Получение водорода при взаимодействии цинка и кислоты.

Выполнение работы. Поместить в пробирку 5 капель 2 М раствора соляной кислоты и кусочек цинка. Закрыть отверстие пробирки пробкой с отводной трубкой.

Когда реакция в пробирке пойдет достаточно энергично, подвести к кончику отводной трубки горящую спичку и поджечь выделяющийся газ.

Запись данных опыта. Написать уравнение реакции получения водорода. Что является окислителем в данном процессе? Написать уравнение реакции горения водорода.

Опыт 2. Получение водорода при взаимодействии алюминия и раствора щелочи.

Выполнение работы. Поместить в цилиндрическую пробирку 5 капель 2 М раствора KOH и кусочек алюминия. Закрыть отверстие пробирки с отводной трубкой. Поднести к отводной трубке горящую спичку и поджечь выделяющийся газ. Написать уравнение реакции взаимодействия алюминия со щелочью в присутствии воды с образованием водорода и тетрагидроксоалюмината калия.

Опыт 3. Восстановление водородом оксида меди (II) (демонстрационный).

Выполнение работы. Закрепить микроколбочку в штативе и наполнить её на 2/3 объема 2 М раствором серной кислоты. В изгиб газоотводной трубки поместить 1 микрошпатель порошка оксида меди (II). Бросить в микроколбочку кусочек цинка и закрыть её пробкой, надетой на конец газоотводной трубки. Через 1-2 мин., когда воздух из собранного прибора будет вытеснен водородом, нагреть изгиб трубки с оксидом меди (II) сла-

бым пламенем спиртовки. По какому внешнему признаку можно установить, что оксид меди(II) перешел в металлическую медь?

Написать уравнение реакции взаимодействия водорода с оксидом меди(II).

Опыт 4. Каталитическое разложение пероксида водорода.

Выполнение работы. Внести в пробирку 6-7 капель насыщенного раствора дихромата калия и, слегка подогрев на пламени спиртовки, добавить 2 капли 30%-ного раствора пероксида водорода. Наблюдать почернение раствора вследствие образования промежуточных соединений типа $K_2[Cr_2O_7 \cdot H_2O_2]$. Через 1-2 мин. происходит бурное разложение промежуточных соединений с выделением кислорода. Внести в пробирку тлеющую лучинку. Что наблюдается?

По окончании реакции вновь появляется оранжевая окраска, характерная для катализатора – дихромата калия.

Написать уравнение реакции разложения пероксида водорода. К какому типу окислительно-восстановительных реакций она относится?

Опыт 5. Окислительные свойства пероксида водорода.

а) Окисление сульфида свинца.

Выполнение работы. К 3-4 каплям раствора нитрата свинца(II) добавить 1-2 капли сероводородной воды. Что наблюдается? В эту же пробирку внести 3-4 капли 10%-ного раствора пероксида водорода и наблюдать изменение цвета осадка вследствие перехода сульфида свинца в белый малорастворимый сульфат свинца. Написать уравнение реакции.

б) Окисление иодида калия.

Выполнение работы. Поместить в пробирку 3-4 капли раствора иодида калия, 1 каплю 1 М раствора серной кислоты и 1 каплю 3%-ного раствора пероксида водорода. Наблюдать изменение цвета раствора. Для какого вещества характерна появившаяся окраска? Написать уравнение реакции.

Опыт 6. Восстановительные свойства пероксида водорода (демонстрационный).

Выполнение работы. Поместить в пробирку 3-4 капли раствора нитрата ртути (II) $Hg(NO_3)_2$ и добавить столько же 2 М раствора щелочи до выпадения осадка оксида ртути (II). Отметить цвет осадка. Добавить 4-5 капель 3%-ного раствора пероксида водорода и наблюдать изменение цвета осадка вследствие образования взвешенных частиц металлической ртути. Какой газ выделяется? Написать уравнение реакции.

ЗАНЯТИЕ №2

Тема: Итоговое практическое занятие по разделам «Строение вещества», «Комплексные соединения».

Цели занятия:

1. Закрепление уровня теоретических знаний студентов по данным разделам общей и неорганической химии.
2. Закрепление умений и навыков применять теоретические знания для практических целей и решения задач.
3. Формирование системного подхода к объяснению химической активности элементов и их соединений, прогнозированию возможности и результата их взаимодействия на представлениях современных теорий строения атома, химической связи и комплексных соединений.

К занятию необходимо:

1. **ПОВТОРИТЬ** изученный на занятиях №12-16 программный материал.
2. **ПОВТОРИТЬ** решение типовых расчетных задач и упражнений к занятиям №12-16.

ЛИТЕРАТУРА: см. соответствующие пункты к занятиям №12-16.

ЗАНЯТИЕ №3

Тема: S-элементы-металлы и свойства их соединений.

Цели занятия:

1. Углубление и контроль знаний по общей характеристике S- элементов, изучение основных вопросов химии S – элементов и их соединений.
2. Формирование представлений о биологической роли лития, натрия, калия, магния, кальция, бария и применении их соединений в медицине и фармации.
3. Экспериментальное изучение химических свойств S- элементов и их соединений.
4. Ознакомление с методикой исследования продуктов реакции с помощью микрористаллографии.

К занятию необходимо:

1. **ИЗУЧИТЬ** следующие программные вопросы: общая характеристика S- элементов I и II групп. Изменение свойств элементов ПА групп

пы в сравнении с IА группой. Характеристики катионов M^+ и M^{2+} . Ионы M^+ и M^{2+} в водных растворах. Энергия гидратации ионов, жесткость.

Взаимодействие металлов с кислородом, образование оксидов, пероксидов, надпероксидов (супероксидов, гипероксидов). Взаимодействие этих соединений с водой. Гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов, амфотерность гидроксида бериллия. Гидриды щелочных и щелочноземельных металлов и их восстановительные свойства.

Взаимодействие щелочных и щелочноземельных металлов с водой и кислотами. Соли щелочных и щелочноземельных металлов: сульфаты, галогениды, карбонаты, фосфаты. Ионы щелочных и щелочноземельных металлов как комплексообразователи. Ионы магния и кальция как комплексообразователи. Реакция с комплексонами (на примере натрия этилендиаминтетраацетата).

Биологическая роль S- элементов-металлов в минеральном балансе организма. Макро- и микро-с-элементы. Поступление в организм с водой, жесткость воды, единицы её измерения, влияние на живые организмы и протекание реакций в водных растворах, методы устранения жесткости. Соединения кальция в костной ткани, сходство ионов кальция и стронция, изоморфное замещение (проблема стронция – 90). Химические основы применения соединений лития, натрия, калия, магния, кальция и бария в медицине и фармации.

2. ВЫПОЛНИТЬ задания №12-15 (см. вопросы для самоконтроля).

3. ПОДГОТОВИТЬСЯ к выполнению лабораторной учебно-исследовательской работы «Получение и свойства S- элементов и их соединений».

ЛИТЕРАТУРА:

[1] Лекционный материал;

[2] Глинка Н.Л. «Общая химия», 1980-88 гг., гл.XVII, §§197-199, гл. XIX, §§209-213;

[3] Ахметов Н.С. «Общая и неорганическая химия», 1988г., часть 2, раздел II, гл.8, 9 или за 1981г., часть 2, раздел II, гл.7, 8;

[4] Карапетьянц М.Х., Дракин С.И. «Общая и неорганическая химия», 1981г., гл.7, с. 296-324.

Вопросы для самоконтроля подготовленности к занятию:

1. При каких условиях существуют двухатомные молекулы M_2 щелочных металлов? Может ли существовать молекула Be_2 ? Чем объяснить уменьшение устойчивости молекул в ряду $Li_2 - Cs_2$?
2. Чем объяснить различия взаимного расположения щелочных металлов в ряду СЭП и в ПСЭ?

3. Почему первый потенциал ионизации (энергия ионизации) атома бериллия выше, чем у атома лития, а второй потенциал ионизации атома бериллия меньше? Почему ионизационный потенциал франция немного выше, чем цезия?
4. Почему щелочные металлы не применяются для восстановления менее активных металлов из водных растворов их солей? Можно ли как метод получения сульфата калия рекомендовать растворение металлического калия в разбавленной серной кислоте?
5. В чем заключаются особые свойства атомов лития и бериллия и в чем проявляется отличие химии бериллия от химии остальных S-элементов П группы?
6. Как согласовать усиление основных свойств в ряду гидроксидов лития – цезия с тем, что все эти гидроксиды являются ионными соединениями?
7. Охарактеризуйте амфотерные свойства оксида и гидроксида бериллия.
8. Охарактеризуйте растворимость и способность к гидролизу солей S-элементов. Напишите уравнения реакций гидролиза нитрата бериллия и бериллата калия.
9. Почему для устранения «временной» жесткости, обусловленной гидрокарбонатом магния, требуется большее количество извести, чем для устранения «временной» жесткости, обусловленной гидрокарбонатом кальция?
10. Составьте уравнения реакций следующих превращений:
 - а) $\text{KCl} \rightarrow \text{K} \rightarrow \text{K}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{KHCO}_3 \rightarrow \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{O} \rightarrow \text{KCl}$;
 - б) $\text{Be} \rightarrow \text{BeO} \rightarrow \text{Be}(\text{OH})_2 \rightarrow [\text{Be}(\text{OH})_4]^{2-} \rightarrow [\text{BeF}_4]^{2-}$.
11. Для окисления веществ при повышенных температурах используется окислительная смесь пероксида натрия и карбоната натрия. Какова роль каждого из компонентов этой смеси?
12. Закончите уравнения окислительно-восстановительных реакций:
 - а) $\text{K}_2\text{O}_2 + \text{KJ} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$
 - б) $\text{K}_2\text{O}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$
 - в) $\text{KO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$
 - г) $\text{KO}_2 + \text{K} \xrightarrow{\quad} \dots$
13. Определите произведение растворимости сульфата бария, если растворимость этой соли при 25°C равна $1,05 \cdot 10^{-5}$ моль/л.
14. Сколько граммов соды Na_2CO_3 надо прибавить к 50 дм³ воды, чтобы устранить общую жесткость воды, равную $4 \cdot 10^{-3}$ моль экв./л?
15. Определите массу металлического натрия, необходимого для получения пероксида натрия, которого было бы достаточно для поглощения всего CO_2 (с целью получения кислорода), полученного при термическом разложении 20 г карбоната кальция.

Учебно-исследовательская работа (УИРС):
«Получение и свойства S- элементов и их соединений»

Опыт 1. Окислительные свойства пероксида натрия.

Выполнение работы. Внести в пробирку 3 микрошпателя пероксида натрия, 2 микрошпателя соды и немного (на кончике микрошпателя) растертого в порошок сульфата хрома(III). Смесь тщательно перемешать стеклянной палочкой и нагреть пламенем спиртовки до сплавления смеси. Охладить пробирку на воздухе, добавить в нее 8-10 капель дистиллированной воды, перемешать стеклянной палочкой содержимое пробирки, дать смеси отстояться. Отметить цвет образовавшегося хромата натрия Na_2CrO_4 . Написать уравнение реакции взаимодействия пероксида натрия с сульфатом хрома в присутствии Na_2CO_3 , учитывая, что при этом выделяется оксид углерода (IV).

Опыт 2. Восстановительные свойства пероксида натрия.

Выполнение работы. Внести в пробирку 4-5 капель раствора перманганата калия, добавить 1 микрошпатель порошка пероксида натрия и все перемешать. Отметить выделение газа и появление бурого осадка. Написать уравнение реакции.

Опыт 3. Реакция среды в растворе карбоната и гидрокарбоната натрия.

Выполнение работы. Внести в три пробирки по 6-7 капель дистиллированной воды. В каждую из них прибавить такое же количество нейтрального раствора лакмуса. В одну пробирку внести 1 микрошпатель кристаллов карбоната натрия, в другую – такое же количество гидрокарбоната натрия. Третью пробирку оставить для сравнения. Перемешать растворы стеклянной палочкой. Сравнить окраску лакмуса в растворах солей с его окраской в третьей пробирке.

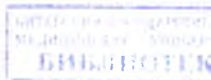
Запись данных опыта. Ответить на вопросы, какая среда и почему
а) в растворе карбоната натрия;
б) в растворе гидрокарбоната натрия.

Написать ионные и молекулярные уравнения реакций. Почему оттенок окраски лакмуса в растворах этих солей различен? Ответ мотивировать.

Опыт 4. Малорастворимые соли щелочных металлов.

а) Микрокристаллоскопическая реакция на ион натрия (демонстрационный).

Выполнение работы. На предметное стекло поместить каплю насыщенного раствора гексагидроксостибата (V) калия и внести в нее стек-



лянной палочкой крупинку соли натрия. Образовавшиеся кристаллы $\text{Na}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$ рассмотреть в микроскоп. В зависимости от скорости кристаллизации они имеют форму призм или линз, часто образующих крестообразные сростки. Написать уравнение реакции и зарисовать форму кристаллов.

б) Микрокристаллоскопическая реакция на ион калия (демонстрационный).

Выполнение работы. На предметное стекло поместить каплю раствора специального реактива, состав которого можно выразить формулой $\text{Na}_2\text{Pb}[\text{Cu}(\text{NO}_2)_6]$, и внести в нее крупинку соли калия. Рассмотреть кристаллы в микроскоп, наблюдать их рост. Кристаллы имеют вид кубов черного цвета. Состав кристаллов: $2\text{KNO}_2 \cdot \text{Pb}(\text{NO}_2)_2 \cdot \text{Cu}(\text{NO}_2)_2$ или $\text{K}_2\text{Pb}[\text{Cu}(\text{NO}_2)_6]$.

Зарисовать форму кристаллов.

Опыт 5. Взаимодействие магния с кислотами.

Выполнение работы. В две пробирки опустить по небольшому кусочку магниевой ленты. В одну пробирку добавить несколько капель 2 М раствора хлороводородной кислоты, в другую – такой же объем 2 М раствора азотной кислоты.

Запись данных опыта. Что происходит с магнием? Какой газ выделяется:

- а) при взаимодействии магния с хлороводородной кислотой;
- б) с азотной кислотой?

Опыт 6. Получение гидроксида магния и его растворение в кислоте и в растворе соли аммония.

Выполнение работы. Внести в две пробирки по 3 капли раствора соли магния и в каждую из них добавить по 4 капли раствора NaOH . В одну из пробирок, помешивая содержимое стеклянной палочкой, прибавить по каплям 2 М раствор хлороводородной кислоты до полного растворения осадка. Прибавляя кислоту, отсчитывать число добавляемых капель. В другой пробирке таким же способом (помешивая стеклянной палочкой и считая добавляемые капли) растворить осадок гидроксида магния в 2 М растворе хлорида аммония. В каком случае для растворения осадка потребовалось большее количество реактива?

Запись данных опыта. Написать уравнения реакций: получения гидроксида магния и его растворения в кислоте и в растворе соли аммония.

Опыт 7. Микрокристаллоскопическая реакция получения фосфата магния – аммония.

Выполнение работы. Поместить на предметное стекло 1 каплю раствора соли магния. Добавить к ней 1 каплю 1 М раствора аммиака, насы-

щенного хлоридом аммония, и перемешать все стеклянной палочкой. Полученный раствор должен быть прозрачным. Внести в него палочкой кристаллик гидрофосфата натрия Na_2HPO_4 . Рассмотреть образовавшиеся кристаллы двойной соли $\text{MgNH}_4\text{PO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ в микроскоп. Снять стекло с микроскопа и добавить к кристаллам полученной соли 1 каплю хлороводородной кислоты. Наблюдать растворение осадка. Написать уравнение реакции. Описать проделанную работу. Зарисовать форму полученных кристаллов.

Опыт 8. Получение карбоната и гидрокарбоната кальция (демонстрационный).

Выполнение работы. Наполнить пробирку на $\frac{1}{2}$ её объема известковой водой и пропускать в нее оксид углерода (IV). Отметить появление осадка карбоната кальция. Продолжать пропускать оксид углерода (IV) до растворения осадка, которое происходит вследствие образования растворимого гидрокарбоната кальция. Раствор сохранить для опыта 9.

Запись данных опыта. Отметить наблюдаемые явления и написать уравнения реакций: образования карбоната кальция при взаимодействии оксида углерода (IV) с известковой водой и растворения карбоната кальция под действием оксида углерода (IV) и воды с образованием гидрокарбоната кальция.

Опыт 9. Устранение карбонатной «временной» жесткости воды.

Выполнение работы. Разделить полученный в опыте 8 раствор на две части, перенеся пипеткой половину его в другую пробирку. Укрепить её слегка наклонно в штативе и, осторожно нагревая, кипятить раствор до образования осадка карбоната кальция. Во второй порции раствора получить тот же осадок, добавив раствор NaOH (1-2 капли). Отметить все наблюдаемое и написать уравнения реакций: разрушения гидрокарбоната кальция при кипячении и при взаимодействии со щелочью.

Опыт 10. Получение сульфатов кальция, стронция и бария.

Выполнение работы. В три пробирки внести по 2-3 капли растворов солей: в первую – соли кальция, во вторую – стронция, в третью – бария. В каждую пробирку добавить по 3-4 капли раствора сульфата натрия. Что наблюдается? Отметить различную скорость образования осадков сульфата бария и сульфата кальция. Чем это объясняется? Испытать действие хлороводородной кислоты на полученные осадки сульфатов.

Запись данных опыта. Написать уравнения реакций образования осадков сульфатов кальция, стронция, бария и выражение произведений растворимости сульфата и карбоната бария. Объяснить, пользуясь правилом произведения растворимости, почему осадок карбонат бария растворяется в разбавленной хлороводородной кислоте, а его сульфат не растворяется.

Опыт 11. Хроматы щелочноземельных металлов.

Выполнение работы. В три пробирки внести отдельно по 3-4 капли растворов солей кальция, стронция и бария. В каждую из них добавить по 4-5 капель раствора хромата калия. Хроматы каких металлов выпадают в осадок? Отметить их цвет. Испытать действие уксусной кислоты на осадки хроматов.

Вновь получить осадок хромата бария и испытать действие на него хлороводородной кислоты. Что наблюдается?

Запись данных опыта. Написать уравнения реакций получения хроматов бария, стронция и кальция и их растворения в кислотах. Объяснить, почему осадок хромата стронция растворяется в уксусной кислоте, а хромат бария почти нерастворим в ней, но растворяется в хлороводородной кислоте. Хромат какого металла наиболее растворим?

ЗАНЯТИЕ №4

Тема: Элементы группы VI В и свойства их соединений.

Цели занятия:

1. Формирование представлений об особенностях строения атомов и химии d-элементов, представлений по общей характеристике элементов VI В группы.
2. Изучение химических свойств элементов подгруппы хрома и закономерностей изменения кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств их соединений при переходе от низших степеней окисления элемента к высшим.
3. Закрепление навыков составления уравнений реакций гидролиза солей, окислительно-восстановительных реакций с участием соединений хрома, написания формул и названий комплексных соединений хрома.
4. Углубление и закрепление теоретических знаний о химии хрома и его соединений посредством индивидуального проведения лабораторных опытов.

К занятию необходимо:

1. **ИЗУЧИТЬ** следующие программные вопросы: общая характеристика d-элементов. Характерные особенности d-элементов: переменные степени окисления, образование комплексных соединений, окраска соединений. Вторичная периодичность в семействах d-элементов. Лантаноидное сжатие и повышенное сходство d-элементов V и VI периодов.

Элементы Ш В группы. Общая характеристика, сходство и отличие от элементов группы Ш А. f-элементы как аналоги d-элементов Ш В группы.

Элементы IV В и V В групп. Общая характеристика. Химические основы применения титана, ниобия и тантала в хирургии.

Общая характеристика элементов группы VI В. Хром. Простое вещество и его химическая активность, способность к комплексообразованию.

Хром (II) и (III), кислотнo-основная и окислительно-восстановительная характеристики соединений, способность к комплексообразованию.

Соединения хрома (VI) – оксид и дихромовая кислота, хроматы и дихроматы, кислотнo-основная и окислительно-восстановительная характеристики; окислительные свойства хроматов и дихроматов в зависимости от pH среды; окисление органических соединений (спиртов). Пероксосоединения хрома(VI).

Общие закономерности изменения кислотнo-основных и окислительно-восстановительных свойств соединений d-элементов при переходе от низших степеней окисления элемента к высшим степеням окисления на примере соединений хрома.

Молибден и вольфрам, общая характеристика, способность к комплексообразованию, способность к образованию изополикислот и гетерополикислот; сравнительная окислительно-восстановительная характеристика соединений молибдена и вольфрама по отношению к соединениям хрома.

Биологическое значение d-элементов VI В группы. Химические основы применения соединений хрома, молибдена и вольфрама в фармации (фармацевтическом анализе).

2. **ВЫПОЛНИТЬ** задания №10-15 (см. вопросы для самоконтроля).

3. **ПОДГОТОВИТЬСЯ** к выполнению лабораторной учебно-исследовательской работы «Получение и свойства соединений хрома».

ЛИТЕРАТУРА:

[1] Лекционный материал;

[2] Глинка Н.Л. «Общая химия», 1980-88 гг., гл. XX, §§220-222, гл. XXI, §§223-230;

[3] Ахметов Н.С. «Общая и неорганическая химия», 1988г., часть 2, раздел III, гл.3-6 или за 1981г., часть 2, раздел III, гл.2-5;

[4] Карапетьянц М.Х., Дракин С.И. «Общая и неорганическая химия», 1981г., гл.8, с. 491-544.

Вопросы для самоконтроля подготовленности к занятию:

1. Обоснуйте размещение хрома, молибдена и вольфрама в побочной подгруппе VI группы ПСЭ. В чем проявляется сходство этих элементов с элементами главной подгруппы VI группы?
2. Как изменяются кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства в рядах:
 $\text{CrO}-\text{Cr}_2\text{O}_3-\text{CrO}_3$;
 $\text{Cr}(\text{OH})_2-\text{Cr}(\text{OH})_3-\text{H}_2\text{CrO}_4$?
3. Почему при непосредственном окислении хрома кислородом не образуется оксид CrO_3 ($\Delta G_{298}^{\circ} \text{обр} = -504,5 \text{ кДж/моль}$), а образуется Cr_2O_3 ($\Delta G_{298}^{\circ} \text{обр} = -1058,4 \text{ кДж/моль}$)?
4. Сравните гидролизуемость солей хрома: CrCl_2 и CrCl_3 ; $\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$ и Na_2CrO_4 ; CrCl_3 и $\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$. Ответ объяснить.
5. Предложите способ получения сульфида хрома (Ш). Можно ли для этой цели использовать обменные реакции в водном растворе?
6. Напишите координационные формулы следующих комплексных соединений хрома: $\text{CrCl}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, $\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{NH}_3$, $\text{CrCl}_3 \cdot 4\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Назовите эти соединения и напишите выражения для констант нестойкости комплексных ионов.
7. Охарактеризуйте окислительно-восстановительную способность соединений хрома (II), (III) и (VI). Напишите уравнения соответствующих реакций.
8. Составьте уравнения реакций следующих превращений:
 $\text{Cr} \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{CrO}_4^{2-} \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow \text{Cr}^{3+} \rightarrow [\text{Cr}(\text{OH})_4]^- \rightarrow \text{Cr}^{3+}$.
9. Для частиц $[\text{Cr}(\text{OH})_4]^-$, $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$ и $[\text{MoF}_6]^{3-}$ укажите:
а) тип гибридизации атомных орбиталей комплексообразователя;
б) к.ч. комплексообразователя;
в) пространственную конфигурацию комплексов.
10. Закончите уравнения окислительно-восстановительных реакций:
а) $\text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{NaNO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \dots$
б) $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow \dots$
в) $\text{CrCl}_3 + \text{HCl} + \text{Zn} \rightarrow \dots$
г) $\text{MoS}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \dots$
11. Напишите уравнения реакций получения CrCl_3 , если одним из исходных веществ является:
а) оксид хрома (III),
б) гидроксид хрома (III),
в) хлорид хрома (II),
г) $\text{K}[\text{Cr}(\text{OH})_4]$,
д) $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$,
е) оксид хрома (VI),
ж) дихромат калия,
з) сульфид хрома (II),

- и) $\text{Fe}(\text{CrO}_2)_2$.
12. Вычислите, сколько граммов дихромата калия потребуется для приготовления 0,4 л раствора $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, используемого в качестве окислителя в кислой среде, если молярная концентрация эквивалента $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ в этом растворе равна 0,06 моль/л?
 13. Определите, какое количество оксида свинца (IV) можно восстановить 0,25 л 0,1 М раствора $\text{K}[\text{Cr}(\text{OH})_4]$ в щелочной среде?
 14. Определите pH 0,1 М раствора хлорида хрома (III), если степень гидролиза этой соли по первой ступени (при некоторой температуре) равна 3%.
 15. Запишите уравнения реакций, с помощью которых можно получить $\text{Na}[\text{Cr}(\text{OH})_4]$, имея в качестве исходных веществ металлический натрий, воду, металлический хром и одну из кислот. Какое химическое количество хрома необходимо взять для получения 300 мл 0,05 М раствора $\text{Na}[\text{Cr}(\text{OH})_4]$?

**Учебно-исследовательская работа (УИРС):
«Получение и свойства соединений хрома»**

Опыт 1. Получение и свойства гидроксида хрома (III).

Выполнение работы. Получить в двух пробирках малорастворимый в воде гидроксид хрома (III) взаимодействием раствора соли хрома (III) (3-4 капли) с 2 М раствором щелочи (1-2 капли). Испытать отношение гидроксида хрома к кислоте и к избытку щелочи, для чего добавить в одну пробирку по каплям 1 М раствор серной кислоты, в другую – 2М раствор щелочи до растворения осадка.

Запись данных опыта. Написать уравнения реакций:

- а) получения гидроксида хрома (III);
- б) взаимодействия гидроксида хрома (III) с кислотой и со щелочью, учитывая, что во втором случае получается комплексный анион $[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$. Как называется соответствующая соль калия?

Сделать вывод о химическом (кислотно-основном) характере гидроксида хрома (III).

Раствор, содержащий $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$, сохранить для опыта 3.

Опыт 2. Гидролиз сульфата хрома (III).

Выполнение работы. Испытать действие сульфата хрома (III) на лакмус, для чего в пробирку с 3-5 каплями раствора нейтрального лакмуса прибавить несколько кристалликов сульфата хрома до изменения окраски лакмуса.

Запись данных опыта. Написать в молекулярной и ионной формах уравнение реакции гидролиза. Какие вещества при этом получаются? При-

вести названия. Как можно ослабить гидролиз данной соли? Как усилить его?

Опыт 3. Гидролиз хромита калия.

Выполнение работы. Пробирку с раствором хромита щелочного металла (из опыта 1) нагреть на водяной бане или на спиртовке до выпадения осадка гидроксида хрома (Ш).

Запись данных опыта. Написать в молекулярной и ионной формах уравнение реакции гидролиза хромита калия. Указать, какое значение в этом опыте имеет нагревание? Какая соль гидролизуется сильнее: сульфат хрома (Ш) или хромит калия?

Опыт 4. Восстановительные свойства солей хрома (Ш).

Выполнение работы. К полученному в опыте 1 раствору $K_3[Cr(OH)_6]$ добавить 1-2 капли раствора щелочи и 3-5 капель 3%-ного раствора пероксида водорода. Нагреть смесь на водяной бане до перехода зеленой окраски в желтую, что указывает на образование в растворе хромата калия. Написать уравнение реакции окисления $K_3[Cr(OH)_6]$ в K_2CrO_4 .

Опыт 5. Переход хромата калия в дихромат калия.

Выполнение работы. К раствору хромата калия (3-4 капли) прибавлять по каплям 1 М раствор серной кислоты до изменения окраски. Отметить окраску взятого и полученного растворов и указать, какими ионами эти окраски обуславливаются? Написать уравнение реакции.

Опыт 6. Переход дихромата калия в хромат калия.

Выполнение работы. К раствору дихромата калия (3-4 капли) прибавлять по каплям раствор щелочи до изменения окраски. Сравнить окраску взятого и полученного растворов.

Написать уравнение реакции.

Разобрать смещение равновесия $2CrO_4^{2-} + 2H^+ \leftrightarrow Cr_2O_7^{2-} + H_2O$ при добавлении: а) кислоты; б) щелочи. Какой ион $-CrO_4^{2-}$ или $Cr_2O_7^{2-}$ - существует в растворах: при $pH < 7$ и при $pH > 7$?

Опыт 7. Получение хроматов бария, свинца и серебра.

Выполнение работы. В три пробирки с раствором хромата калия (2-3 капли) прибавить по 2-3 капли растворов: в первую – хлорида бария, во вторую – нитрата свинца, в третью – нитрата серебра. Отметить цвета осадков.

Написать в молекулярной и ионной формах уравнения реакций.

Опыт 8. Окисление сероводорода дихроматом калия.

Выполнение работы. В раствор дихромата калия (4-5 капель), подкисленного 1 М раствором серной кислоты (2-3 капли), вносить по каплям

свежеприготовленную сероводородную воду до изменения окраски раствора. Отметить помутнение раствора.

Запись данных опыта. Написать уравнение реакции. Указать, какое соединение хрома получено и почему раствор помутнел. До какой степени окисления восстанавливается хром (VI)? По каким данным можно судить об этом?

Опыт 9. Окисление иодида калия дихроматом калия.

Выполнение работы. К подкисленному серной кислотой раствору дихромата калия (4-5 капель) добавить 3-4 капли раствора иодида калия. Отметить изменение окраски. Доказать с помощью раствора крахмала выделение свободного иода, для чего в пробирку с 5-6 каплями раствора крахмала внести одну каплю полученного в опыте раствора. Написать уравнение реакции.

Опыт 10. Получение и разложение пероксида хрома.

Выполнение работы. К раствору дихромата калия (3-4 капли), подкисленному 1 М раствором серной кислоты (2-3 капли), прибавить 2-3 капли диэтилового эфира $(C_2H_5)_2O$. К полученной смеси прилить 2-3 капли 3%-ного раствора пероксида водорода и хорошенько перемешать смесь стеклянной палочкой. Эфир экстрагирует образовавшееся пероксидное соединение хрома, так как в эфирном растворе пероксидное соединение хрома более устойчиво, чем в водном. Отметить окраску эфирного слоя. Поставить пробирку в штатив и отметить через некоторое время изменение окраски и выделение газа.

Запись данных опыта. Описать проделанную работу и наблюдаемые явления. Написать уравнения реакций:

а) получения пероксида хрома CrO_5 ;

б) перехода пероксида хрома в соединение хрома (III) в кислой среде по схеме: $CrO_5 + H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + O_2 + H_2O$.

Написать графическую формулу CrO_5 .

ЗАНЯТИЕ №5

Тема: Элементы группы VII В и свойства их соединений.

Цели занятия:

1. Изучение основных положений и закономерностей химии элементов группы VII В, знакомство с биологической ролью марганца и применением его соединений в медицине и фармации.
2. Закрепление навыков составления окислительно-восстановительных реакций с участием соединений марганца в разной степени его окисления

и определения направления окислительно-восстановительных реакций с учетом стандартных окислительно-восстановительных потенциалов.

3. Закрепление практических навыков работы в вытяжном шкафу с газообразным хлором, расплавленными смесями и легкоокисляющимися осадками.

К занятию необходимо:

1. **ИЗУЧИТЬ** следующие программные вопросы: общая характеристика элементов группы VII В. Марганец. Общая характеристика. Химическая активность простого вещества. Способность к комплексообразованию.

Марганец (II) и марганец (III): кислотно-основная и окислительно-восстановительная характеристики соединений, способность к комплексообразованию.

Марганец (IV) оксид, кислотно-основная и окислительно-восстановительная характеристики, влияние pH на окислительно-восстановительные свойства.

Соединения марганца (VI): манганаты, их образование, термическая устойчивость, диспропорционирование в растворе и условия стабилизации.

Соединения марганца (VII) – оксид, марганцовая кислота, перманганаты, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства, продукты восстановления перманганатов при различных значениях pH, окисление органических соединений, термическое разложение. Химические основы применения калия перманганата и его раствора как антисептического средства и в фармацевтическом анализе.

2. **ВЫПОЛНИТЬ** задания №10-14 (см. вопросы для самоконтроля).

3. **ПОДГОТОВИТЬСЯ** к выполнению лабораторной учебно-исследовательской работы «Получение и свойства соединений марганца».

ЛИТЕРАТУРА:

- [1] Лекционный материал;
- [2] Глинка Н.Л. «Общая химия», 1980-88 гг., гл. XXI, §§231-232;
- [3] Ахметов Н.С. «Общая и неорганическая химия», 1988г., часть 2, раздел III, гл.7 или за 1981г., часть 2, раздел III, гл.6;
- [4] Карапетьянц М.Х., Дракин С.И. «Общая и неорганическая химия», 1981г., гл.8, с. 544-554.

Вопросы для самоконтроля подготовленности к занятию:

1. Как изменяются кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов марганца с повышением его степени окисления от +2 до +7? Ответ сопровождайте уравнениями реакций.

2. К раствору MnSO_4 на воздухе добавлены:
 - а) гидроксид натрия,
 - б) сульфид аммония,
 - в) перманганат калия.
 Какое соединение марганца получится при этом в каждом случае? Напишите уравнения реакций.
3. Напишите протолитическую реакцию гидролиза аквакомплекса марганца (II) и укажите условия, при которых этот процесс будет подавлен. Какую реакцию среды имеют водные растворы MnSO_4 , KMnO_4 , $\text{K}_4[\text{Mn}(\text{OH})_6]$, $\text{Mn}(\text{CH}_3\text{COO})_2$, K_2MnO_4 ?
4. Поясните, в какой среде марганаты (VI) относительно устойчивы. Что происходит с марганатом (VI) калия:
 - а) при разбавлении этого раствора водой,
 - б) при подкислении его серной кислотой,
 - в) при добавлении к нему подкисленного водного раствора иодида калия?
 Написать уравнения соответствующих реакций.
5. Приведите примеры комплексных соединений марганца (II) и марганца (III). Назовите их и напишите выражения констант нестойкости и констант устойчивости комплексов.
6. Если на раствор соединения марганца, имеющего зеленую окраску, подействовать хлором, раствор станет фиолетовым. Напишите уравнение реакции.
7. Как влияет pH среды на окислительную активность соединений марганца (VII)? Вычислите молярную концентрацию эквивалента 0,1 М раствора KMnO_4 , используемого для окисления сульфида натрия в кислой, нейтральной и щелочной средах.
8. Каким объемом 0,1 М раствора KMnO_4 можно заменить 200 мл 6%-ного раствора $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ($\rho = 1,04 \text{ г/см}^3$) в окислительно-восстановительных реакциях, протекающих в кислом растворе?
9. Осуществить следующие превращения:

$$\text{Mn}^{2+} \rightarrow \text{Mn} \rightarrow \text{MnO}_2 \rightarrow \text{MnO}_4^- \rightarrow \text{MnO}_4^{2-} \rightarrow \text{Mn}^{2+} \rightarrow \text{MnO}_2 \rightarrow \text{MnO}_4^{2-}$$
10. Закончите уравнения окислительно-восстановительных реакций:
 - а) $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NaBiO}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Bi}(\text{NO}_3)_3 + \dots$
 - б) $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$
 - в) $\text{MnO}_2 + \text{KClO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{KCl} + \dots$
 - г) $\text{KMnO}_4 + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CH}_3\text{CHO} + \dots$
 - д) $\text{ReO}_3 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NO} + \dots$
11. Напишите уравнения реакций получения сульфата марганца (II), если одним из исходных веществ является:
 - а) KMnO_4 ;
 - б) $\text{K}_4[\text{Mn}(\text{OH})_6]$;
 - в) оксид марганца (IV);
 - г) хлорид марганца (II);

- д) K_2MnO_4 ;
е) сульфид марганца (II);
ж) $[Mn(NH_3)_6]SO_4$.
12. Какой объем кислорода (н.у.) выделится при взаимодействии 200 мл 0,1М раствора H_2O_2 с избытком оксида марганца (IV) в сернокислой среде?
13. Какой объем 0,1 М раствора перманганата калия потребуется для полного окисления в нейтральной среде сульфита калия, содержащегося в 250 мл 0,05 М раствора K_2SO_3 ?
14. Получите $K_4[Mn(CN)_6]$, имея в качестве исходных веществ металлический марганец, одну из кислот и цианид калия. Какое количество марганца и цианида калия необходимо взять для получения 0,2моль комплексного соединения?

**Учебно-исследовательская работа (УИРС):
«Получение и свойства соединений марганца»**

Опыт 1. Гидроксид марганца (II) и его свойства.

Выполнение работы. В две пробирки внести по 3-4 капли раствора соли марганца (II) и по 2-3 капли 2 М раствора щелочи. Какой цвет полученного осадка гидроксида марганца (II)? Размешать осадок стеклянной палочкой и отметить его побурение вследствие окисления марганца (II) до $Mn(IV)$. Во вторую пробирку с осадком гидроксида марганца добавить 2-3 капли 1 М раствора серной кислоты. Что наблюдается? Какие свойства характерны для гидроксида $Mn(II)$?

Запись данных опыта. Написать уравнения реакций:

- а) получения гидроксида марганца (II) и его окисления кислородом воздуха,
б) взаимодействия гидроксида марганца с серной кислотой.

Опыт 2. Получение некоторых малорастворимых солей марганца (II).

Выполнение работы. В трех пробирках получить: а) хромат марганца; б) карбонат марганца; в) сульфид марганца взаимодействием хромата калия, карбоната натрия и сульфида аммония с сульфатом марганца (II). Растворы брать по 3-4 капли. Отметить цвета осадков. Раствор с осадком сульфида марганца размешать стеклянной палочкой. Отметить изменение цвета осадка. Добавить к каждому осадку 2-4 капли 1 М раствора соляной кислоты. Сделать вывод о растворимости полученных солей марганца в кислой среде.

Запись данных опыта. Написать уравнения реакций:

- а) получения хромата, карбоната и сульфида марганца(II);
б) окисления сульфида марганца кислородом воздуха, учитывая, что при этом получается оксид $Mn(IV)$;

в) растворения хромата, карбоната и сульфида марганца (II) в кислоте.

Опыт 3. Окисление соли марганца (II) висмутатом натрия.

Выполнение работы. Поместить в пробирку одну каплю раствора соли марганца (II) и 5-6 капель 2 М раствора азотной кислоты. Добавить микрошпателем немного метависмутата натрия NaBiO_3 . Как окрасился раствор? Как изменилась степень окисления марганца?

Запись данных опыта. Написать уравнение реакции, протекающей с образованием марганцовой кислоты и нитрата висмута (III).

Опыт 4. Окислительные свойства оксида марганца (IV).

Выполнение работы. В цилиндрическую пробирку поместить немного (1 микрошпатель) оксида марганца (IV) и 2-3 капли концентрированного раствора хлороводородной кислоты (плотность $1,19 \text{ г/см}^3$). По цвету и запаху определить, какой газ выделяется. Если реакция идет недостаточно энергично, пробирку осторожно подогреть маленьким пламенем спиртовки.

Написать уравнение реакции.

Опыт 5. Восстановительные свойства оксида марганца (IV).

Выполнение работы. В тигель положить по небольшому кусочку твердого NaOH (брать пинцетом!) и кристаллического нитрата калия. Тигель поставить на сетку или в фарфоровый треугольник и нагреть пламенем спиртовки до расплавления смеси (осторожно!). Не прекращая нагревания, добавить в расплав очень немного (на кончике микрошпателя) оксида марганца (IV) и продолжать нагревание, пока масса не загустеет. Отметить окраску полученного расплава.

Написать уравнение реакции окисления оксида марганца (IV) нитратом калия в щелочной среде до Na_2MnO_4 – манганата натрия. В какое соединение превратился нитрат калия?

Опыт 6. Разложение перманганата калия при нагревании.

Выполнение работы. Поместить 3-4 кристаллика перманганата калия в цилиндрическую пробирку, укрепить ее в штативе горизонтально и нагреть небольшим пламенем спиртовки до полного разложения перманганата на оксид марганца(IV), манганат калия и кислород. (Выделение кислорода и полноту разложения перманганата установить с помощью тлеющей лучинки). После охлаждения пробирки к сухому остатку добавить 5-6 капель воды.

Отметить цвет полученного раствора. Какое вещество находится в растворе? Какое в осадке?

Запись данных опыта. Написать уравнение реакции разложения перманганата калия. Указать окислитель и восстановитель.

Опыт 7. Влияние pH среды на характер восстановления перманганата.

В зависимости от среды – кислой, нейтральной или щелочной – марганец (VII) восстанавливается до различных степеней окисления. В кислой среде ион MnO_4^- переходит в ион Mn^{2+} , в нейтральной, слабощелочной и слабокислой – в MnO_2 , в сильнощелочной при недостатке восстановителя – в ион MnO_4^{2-} .

Выполнение работы. В три пробирки внести по 3-4 капли раствора перманганата калия. В одну пробирку добавить 2 капли 1 М раствора серной кислоты, в другую – столько же воды, в третью – 3-4 капли 2 М раствора щелочи. Во все три пробирки прибавить по 1 микрошпателью кристаллического сульфита натрия или калия. Отметить различное изменение первоначальной окраски раствора перманганата в каждом случае. Чем это вызвано?

Написать уравнения реакций.

Опыт 8. Окисление перманганатом калия сульфата марганца (II).

Выполнение работы. Внести в пробирку 3-4 капли раствора перманганата калия и столько же раствора сульфата марганца. Отметить исчезновение фиолетовой окраски и образование бурого осадка. Опустить в пробирку синюю лакмусовую бумажку. Какая среда в полученном растворе? Написать уравнение реакции, протекающей с участием воды и образованием сульфата калия, оксида марганца (IV) и серной кислоты.

Опыт 9. Окисление перманганатом калия пероксида водорода.

Выполнение работы. В пробирку внести 3-5 капель раствора перманганата калия и 2-3 капли 1М раствора серной кислоты. Добавить 3-4 капли 10%-ного раствора пероксида водорода. Какой газ выделяется? Как изменилась степень окисления марганца? Написать уравнение реакции.

ЗАНЯТИЕ №6

Тема: Элементы группы VIII В и свойства их соединений.

Цели занятия:

1. Развитие и углубление знаний по общей характеристике элементов VIIIВ группы и химии d-элементов VIII группы и их соединений.
2. Расширение представлений о биологической роли элементов семейства железа и применении в медицине и фармации.
3. Закрепление навыков составления уравнений реакций гидролиза солей, окислительно-восстановительных реакций и реакций с участием комплексных соединений элементов VIII В группы.

4. Закрепление правил работы в химической лаборатории с концентрированными кислотами при нагревании.

К занятию необходимо:

1. ИЗУЧИТЬ следующие программные вопросы: общая характеристика группы. Деление элементов VII В группы на элементы семейства железа и платиновые металлы.

Общая характеристика элементов семейства железа. Химическая активность простого вещества, способность к комплексообразованию. Соединения железа (II) и железа (III): кислотнo-основная и окислительно-восстановительная характеристики, способность к комплексообразованию. Комплексные соединения железа (II) и железа (III) с цианид-ионами и тиоцианат-ионами. Гемоглобин и железосодержащие ферменты, химическая сущность их действия. Железо (VI). Ферраты, получение и окислительные свойства. Химические основы применения железа и железосодержащих препаратов в медицине и фармации (в том числе фармацевтическом анализе).

Кобальт и никель. Химическая активность простых веществ в сравнении с железом. Соединения кобальта (II) и (III), никеля (II) и (III), кислотнo-основная и окислительно-восстановительная характеристики, способность к комплексообразованию (реакция Чугаева). Никель и кобальт как микроэлементы (кофермент – B_{12}). Химические основы применения соединений кобальта и никеля в медицине и фармации.

Общая характеристика элементов семейства платины.

2. ВЫПОЛНИТЬ задания №14-18 (см. вопросы для самоконтроля).

3. ПОДГОТОВИТЬСЯ к выполнению лабораторной учебно-исследовательской работы «Получение и свойства соединений железа, кобальта и никеля».

ЛИТЕРАТУРА:

- [1] Лекционный материал;
- [2] Глинка Н.Л. «Общая химия», 1980-88 гг., гл. XXII, §§236-247;
- [3] Ахметов Н.С. «Общая и неорганическая химия», 1988г., часть 2, раздел III, гл.8 или за 1981г., часть 2, раздел III, гл.7;
- [4] Каралетьяниц М.Х., Дракин С.И. «Общая и неорганическая химия», 1981г., гл.8, с. 554-572.

Вопросы для самоконтроля подготовленности к занятию:

1. В чем состоят особенности структуры VIII группы ПСЭ? На какие подгруппы подразделяются d-элементы этой группы?

2. Напишите электронные формулы атомов железа, кобальта и никеля, укажите характерные степени окисления для них.
3. Охарактеризуйте отношение железа, кобальта и никеля к кислороду, галогенам, воде, кислотам, щелочам при обычной температуре и при нагревании.
4. Как объяснить, что железо, не растворяющееся в воде при комнатной температуре, может растворяться в водных растворах солей Zn^{2+} , Al^{3+} , но не растворяется в водных растворах солей $[Zn(OH)_6]^{4-}$ и $[Al(OH)_6]^{3-}$?
5. Напишите уравнения реакций взаимодействия гидроксидов железа (III), кобальта (III) и никеля (III) с соляной и серной кислотами.
6. На смесь растворов солей железа (II) и железа (III) действовали раствором сульфида аммония. Какие реакции протекали при этом?
7. Сравнить гидролизуемость солей:
 - а) $FeCl_2$, $FeCl_3$ и $NaFeO_2$;
 - б) $Na_4[Fe(OH)_6]$, $Na_3[Fe(OH)_6]$ и Na_2FeO_4 .
8. Запишите химические формулы ферратов и ферритов и укажите, как их можно получить.
9. Сравните окислительные свойства соединений железа, кобальта и никеля (III) и восстановительные свойства соединений железа, кобальта и никеля (II). Привести примеры соответствующих реакций.
10. Написать химические формулы и названия комплексных соединений элементов семейства железа (аммиачные, цианидные комплексы и карбонилы).
11. К раствору $[Ni(NH_3)_6]Cl_2$ прибавили:
 - а) раствор $NaOH$,
 - б) раствор сероводородной воды,
 - в) раствор соляной кислоты,
 - г) раствор KCN .
 Напишите уравнения соответствующих реакций.
12. Можно ли, добавив в раствор аммиачного комплекса кобальта(III) раствор KCN , осуществить перевод $[Co(NH_3)_6]^{3+}$ в $[Co(CN)_6]^{3-}$? Используйте справочные данные.
13. Составьте уравнения реакций следующих превращений:
 - а) $Fe \rightarrow Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} \rightarrow FeO_2 \rightarrow FeO_4^{2-} \rightarrow Fe^{3+} \rightarrow [Fe(OH)_6]^{3-}$
 - б) $Ni_2O_3 \rightarrow NiCl_2 \rightarrow K_2[Ni(CN)_4] \rightarrow NiS$.
14. Закончите уравнения окислительно-восстановительных реакций:
 - а) $Fe_2O_3 + Br_2 + NaOH \rightarrow \dots$
 - б) $FeS_2 + HNO_3 \rightarrow \dots$
 - в) $K_2FeO_4 + NH_3 + H_2O \rightarrow N_2 + \dots$
 - г) $K_4[Fe(CN)_6] + KMnO_4 + H_2O \rightarrow \dots$
 - д) $CoCl_2 + KOH + Cl_2 \rightarrow \dots$
15. Напишите уравнения реакций получения хлорида железа (III), если одним из исходных веществ является:
 - а) феррат калия,

- б) хлорид железа (II),
- в) $K_3[Fe(OH)_6]$,
- г) оксид железа (II),
- д) $[Fe(NH_3)_6]Cl_3$,
- е) сульфид железа (II).

16. Составить уравнения реакций получения $K_4[Fe(CN)_6]$, имея в качестве исходных веществ металлическое железо, одну из кислот и цианид калия. Какую массу железа и какой объем 0,1 М раствора KCN необходимо взять для получения 0,02 моль $K_4[Fe(CN)_6]$?
17. Каким количеством 0,1 М раствора K_2FeO_4 можно заменить 200 мл 0,05 М раствора $KMnO_4$ в окислительно-восстановительных реакциях, протекающих в кислой среде?
18. К 0,1 М раствору феррата натрия прилили избыточное количество подкисленного водного раствора нитрата натрия. К полученному раствору добавили по каплям 0,5 М раствор NaOH до полного выпадения образующегося осадка массой 2,136 г. Определить объем исходного раствора феррата натрия.

Учебно-исследовательская работа (УИРС):

«Получение и свойства соединений железа, кобальта и никеля»

Опыт 1. Характерные реакции на ионы Fe^{2+} и Fe^{3+} .

а) Действие на соли железа (II) гексацианоферрата (III) калия.

Выполнение работы. Приготовить в пробирке раствор соли Мора и добавить 1 каплю раствора гексацианоферрата (III) калия (красной кровяной соли $K_3[Fe(CN)_6]$). Отметить цвет образовавшегося осадка (турнбулева синь), указать химическое название и формулу полученного вещества. Данная реакция является характерной на ион Fe^{2+} .

Написать молекулярное и ионное уравнения реакции.

б) Действие на соли железа (III) гексацианоферрата (II) калия.

Выполнение работы. Поместить в пробирку 2-3 капли раствора хлорида железа (III) и добавить 1 каплю раствора гексацианоферрата (II) калия (желтой кровяной соли $K_4[Fe(CN)_6]$). Что наблюдается?

Запись данных опыта. Отметить цвет образовавшегося осадка (берлинская лазурь), указать химическое название и формулу полученного вещества. Написать уравнение реакции в молекулярной и ионной формах.

в) Действие на соли железа (III) роданида (тиоцианата) аммония (или калия).

Выполнение работы. Поместить в пробирку 5-6 капель раствора хлорида железа (III) и добавить 1 каплю 0,01 М раствора роданида аммония (или калия). Такой же опыт проделать с раствором соли Мора. Перене-

сти 1 каплю полученного в первой пробирке раствора в другую пробирку и добавить 8-10 капель воды.

Запись данных опыта. Написать уравнение реакции с получением $\text{Fe}(\text{SCN})_3$, сообщающего раствору ярко-красную окраску. Отметить, что окраска характерна только для соли железа (III). Чем объясняется ослабление окраски при разбавлении?

Опыт 2. Взаимодействие железа с кислотами.

Выполнение работы. В три пробирки внести по 5 капель 1 М растворов кислот: в первую – хлороводородной, во вторую – серной, в третью – азотной. В четвертую пробирку поместить 3 капли концентрированного раствора серной кислоты (плотность $1,84 \text{ г/см}^3$). В каждую пробирку поместить немного железных опилок или кусочек железной стружки, после чего пробирку с концентрированным раствором серной кислоты осторожно нагреть. Наблюдать происходящие процессы. Затем в каждую пробирку прибавить по 1 капле 0,01 М раствора роданида калия или аммония, которые с ионами Fe^{3+} дают характерную красную окраску соединения $\text{Fe}(\text{SCN})_3$.

Убедиться в том, что в хлороводородной и разбавленной серной кислоте образуются ионы Fe^{2+} , а в азотной кислоте и концентрированной серной кислоте – ионы Fe^{3+} . Наблюдать за появлением окраски следует внимательно, так как через некоторое время (1-2 мин.) в кислой среде $\text{Fe}(\text{SCN})_3$ разлагается.

Запись данных опыта. Написать уравнения проведенных реакций. Какие ионы являются окислителями в каждой из этих реакций? Чем объяснить, что при взаимодействии железа с серной кислотой различной концентрации образуются соли железа в различной степени окисления?

Опыт 3. Гидроксид железа (II).

Выполнение работы. В пробирку с 3-4 каплями раствора соли Мора $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$ приливать 2М раствор щелочи до выпадения зеленого осадка гидроксида железа (II). Перемешать полученный осадок стеклянной палочкой и наблюдать через 1-2 мин. побурение осадка вследствие окисления гидроксида железа (II) в гидроксид железа (III).

Проверить опытным путем, как взаимодействует свежееосажденный гидроксид железа (II) с 2 М раствором хлороводородной кислоты. Какие свойства проявляет в этой реакции гидроксид железа (II)?

Запись данных опыта. Написать уравнения реакций:

а) образования гидроксида железа (II);

б) окисления полученного основания в гидроксид железа (III) под действием кислорода воздуха и воды.

Опыт 4. Восстановление пероксида водорода соединением железа (II).

Выполнение работы. Приготовить в двух пробирках раствор соли Мора. В одну из них добавить 2-3 капли 1 М раствора серной кислоты и 2-3 капли 3%-ного раствора пероксида водорода. Затем в обе пробирки добавить по 1 капле 0,01 М раствора роданида аммония. В какой пробирке наблюдается красное окрашивание и почему?

Проверить опытным путем, как протекает восстановление пероксида водорода солью железа (II) в щелочной среде. Отметить выпадение осадка гидроксида железа (III). Написать уравнения реакций.

Опыт 5. Гидроксид железа (III).

Выполнение работы. В две пробирки внести по 5-6 капель раствора хлорида железа (III) и добавить по 3-4 капли 2 М раствора щелочи. Что наблюдается? В одну пробирку добавить 2 М раствора соляной кислоты до растворения осадка, во второй пробирке проверить растворимость осадка в растворе щелочи.

Несмотря на отсутствие взаимодействия со щелочью при обычных условиях гидроксид железа (III) слабо амфотерен. Кислотные свойства он проявляет при сплавлении со щелочами или карбонатами щелочных металлов. При этом образуются соли железистой кислоты, называемые ферритами. Водой они полностью гидролизуются.

Запись данных опыта. Написать уравнения реакций:

- а) взаимодействия хлорида железа (III) с раствором щелочи с образованием гидроксида железа (III) $\text{Fe}(\text{OH})_3$;
- б) растворения гидроксида железа (III) в кислоте.

Опыт 6. Окисление иодида калия соединением железа (III).

Выполнение работы. В пробирку с 3-4 каплями раствора FeCl_3 добавить 1-2 капли раствора иодида калия. В какой цвет и почему окрашивается раствор?

Написать уравнение реакции.

Опыт 7. Гидролиз сульфата железа (II).

Выполнение работы. Поместить в пробирку 5-6 капель нейтрального раствора лакмуса и добавить два микрошпателя соли Мора. Размешать стеклянной палочкой. Установить по цвету лакмуса реакцию среды в полученном растворе.

Написать уравнение реакции гидролиза FeSO_4 .

Опыт 8. Гидролиз хлорида железа (III).

Выполнение работы. Поместить в две пробирки по 5-6 капель нейтрального раствора лакмуса и по 2 микрошпателя хлорида железа (III). Оп-

ределить по цвету раствора реакцию среды. Одну из пробирок нагреть. Что наблюдается при нагревании?

Запись данных опыта. Написать уравнение реакции гидролиза FeCl_3 на холоду и при нагревании. Как можно уменьшить степень гидролиза этой соли? Какая соль, FeCl_2 или FeCl_3 , в большей степени подвергается гидролизу? Ответ мотивировать.

Опыт 9. Гидролиз хлорида железа (III) в присутствии карбоната натрия.

Выполнение работы. Поместить в пробирку 3-4 капли раствора хлорида железа (III) и прибавлять по каплям раствор Na_2CO_3 . Отметить выпадение в осадок гидроксида $\text{Fe}(\text{OH})_3$. Какой газ выделяется?

Написать уравнение реакции.

Опыт 10. Получение гидроксида кобальта (II) и его окисление.

Выполнение работы. В две пробирки поместить по 2-3 капли раствора соли кобальта и добавлять по каплям раствор NaOH . Сначала появляется синий осадок основной соли, который затем становится розовым, что указывает на образование гидроксида кобальта (II). Осадок в одной пробирке тщательно размешать стеклянной палочкой, а в другую прибавить 2-3 капли 3%-ного раствора пероксида водорода. В какой из пробирок наблюдается окисление гидроксида кобальта?

Запись данных опыта. Написать уравнения реакций. Сравнить полученные результаты с результатом опыта по окислению гидроксида железа (II) (опыт 3). Какой ион является более энергичным восстановителем: Co^{2+} или Fe^{2+} ?

Опыт 11. Получение аминок комплексов кобальта.

Выполнение работы. К 3-4 каплям раствора соли кобальта (II) прибавлять по каплям 25%-ный раствор аммиака до выпадения осадка гидроксида кобальта (II) и его дальнейшего растворения вследствие образования комплексного соединения, в котором кобальт имеет координационное число, равное 6. Полученный раствор разлить в две пробирки. В одной из них тщательно перемешать раствор стеклянной палочкой до изменения окраски вследствие окисления полученного комплексного соединения кобальта (II) в комплексное соединение кобальта (III). Во вторую пробирку добавить 2-3 капли 3%-ного раствора пероксида водорода. Объяснить изменение окраски. Затем прилить в обе пробирки по 2-3 капли раствора сульфида аммония. Объясните, почему выпадает осадок.

Запись данных опыта. Написать уравнения реакций:

- образования аминок комплекса кобальта (II);
- его окисления кислородом воздуха и пероксидом водорода до образования аминок комплекса кобальта (III);
- взаимодействия аминок комплекса кобальта (III) с сульфидом аммония.

Опыт 12. Получение амминокомплекса никеля (II).

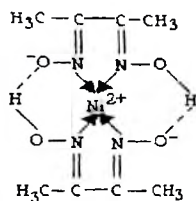
Выполнение работы. Один микрошпатель соли никеля (II) растворить в 5 каплях воды. Добавить 5 капель 25%-ного раствора аммиака. Как изменяется цвет раствора? Добавить к раствору 2-3 капли раствора сульфида аммония. Что выпадает в осадок?

Запись данных опыта. Написать уравнения реакций:

- образования амминокомплекса никеля (координационное число никеля равно 6);
- диссоциации комплексного соединения и комплексного иона;
- взаимодействия полученного комплексного соединения никеля с сульфидом аммония. Объяснить механизм взаимодействия, пользуясь константой нестойкости комплексного иона и произведением растворимости сульфида никеля(II).

Опыт 13. Реактив на ион никеля – диметилглиоксим (реакция Чугаева).

Выполнение работы. Поместить в пробирку 5-6 капель воды, 2 капли раствора соли никеля и 1 каплю аммиачного раствора диметилглиоксима. Реакция идет с образованием нерастворимого комплексного диметилглиоксимата никеля, представляющего собой хелат и имеющего формулу



(пунктиром изображена водородная связь).

Благодаря интенсивной и яркой окраске осадка (обратить внимание на цвет!) эту реакцию используют для обнаружения очень малой концентрации ионов никеля в растворе.

ЗАНЯТИЕ №7

Тема: Элементы группы I В и свойства их соединений.

Цели занятия:

1. Углубление и закрепление знаний по химии элементов группы I В и их соединений, формирование представлений о применении в медицине и фармации.
2. Закрепление посредством индивидуального проведения опытов теоретических знаний о химических свойствах элементов группы I В и их соединений.
3. Воспитание бережного отношения к ценным реактивам (например, нитрату серебра), чувства ответственности за результаты лабораторной работы.

К занятию необходимо:

1. ИЗУЧИТЬ следующие программные вопросы: общая характеристика элементов группы I В. Физические и химические свойства простых веществ.

Соединения меди (I) и (II), их кислотнo-основная и окислительно-восстановительная характеристики, способность к комплексообразованию. Комплексные соединения меди (II) с аммиаком, аминокислотами, многоатомными спиртами. Комплексный характер медьсодержащих ферментов и химизм их действия в метаболических реакциях. Природа окраски соединений меди. Химические основы применения соединений меди в медицине и фармации.

Соединения серебра, их кислотнo-основная и окислительно-восстановительная характеристики (бактерицидные свойства ионов серебра). Способность к комплексообразованию, комплексные соединения серебра с галогенами, аммиаком, тиосульфатами. Химические основы применения соединений серебра в качестве лечебных препаратов и в фармацевтическом анализе.

Золото. Соединения золота (I) и золота (III), их кислотнo-основная и окислительно-восстановительная характеристики, способность к комплексообразованию. Химические основы применения в медицине и фармации золота и его соединений.

2. ВЫПОЛНИТЬ задания №10-14 (см. вопросы для самоконтроля).

3. ПОДГОТОВИТЬСЯ к выполнению лабораторной учебно-исследовательской работы «Получение и свойства соединений меди и серебра».

ЛИТЕРАТУРА:

[1] Лекционный материал;

- [2] Глинка Н.Л. «Общая химия», 1980-88 гг., гл.ХVП, §§200-202;
[3] Ахметов Н.С. «Общая и неорганическая химия», 1988г., часть 2, раздел Ш, гл.9 или за 1981г., часть 2, раздел Ш, гл.8;
[4] Карапетьянц М.Х., Дракин С.И. «Общая и неорганическая химия», 1981г., гл.8, с. 581-590.

Вопросы для самоконтроля подготовленности к занятию:

1. Почему восстановительные свойства у меди, серебра и золота выражены слабее, чем у щелочных металлов?
2. Как согласовать способность атомов элементов группы I В проявлять степень окисления выше, чем +1 с электронной структурой атомов этих элементов?
3. Привести формулы и названия комплексных соединений меди (I, II) и серебра (I), в которых лигандами являются NH_3 , CN^- , $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$, J.
4. Как объяснить почернение серебряных предметов и позеленение медных изделий при длительном хранении их на воздухе? Напишите уравнения реакций.
5. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций с участием соединений серебра (I), меди (I, II), золота (I, III).
6. Привести примеры реакций диспропорционирования соединений меди (I) и золота (I).
7. Напишите уравнения реакций гидролиза следующих солей: AuCl_3 , $\text{Na}[\text{Au}(\text{OH})_4]$, CuSO_4 , $\text{K}_2[\text{Cu}(\text{OH})_4]$.
8. Запишите уравнения реакций, протекающих при действии на комплексные соли $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$ и $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ растворов:
 - а) гидроксида натрия,
 - б) иодида калия,
 - в) сульфида натрия,
 - г) азотной кислоты?Объясните происходящие явления.
9. Составьте уравнения реакций следующих превращений:
 - а) $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{CuCl} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+} \rightarrow \text{Cu}^{2+}$.
 - б) $\text{Ag}^+ \rightarrow \text{Ag} \rightarrow \text{Ag}_2\text{O} \rightarrow [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ \rightarrow \text{AgCl} \rightarrow [\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-} \rightarrow \text{Ag}_2\text{S}$.
10. Закончите уравнения окислительно-восстановительных реакций:
 - а) $\text{AgNO}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Ag} + \dots$
 - б) $\text{Cu}_2\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO} + \dots$
 - в) $\text{AuCl} + \text{O}_2 + \text{HCl} \rightarrow \dots$
 - г) $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{SnCl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{Cu}_2\text{O} + \dots$
 - д) $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{KClO} + \text{KOH} \rightarrow \text{KCuO}_2 + \dots$
11. Напишите уравнения реакций получения сульфата меди (II), если одним из исходных веществ является:
 - а) оксид меди (II),

- б) оксид меди (I),
в) хлорид меди (II),
г) $K_2[Cu(OH)_4]$,
д) $[Cu(NH_3)_4]SO_4$,
е) сульфид меди (I).
12. Получите $[Ag(NH_3)_2]OH$, имея в качестве исходных веществ металлическое серебро, одну из кислот, раствор щелочи и газообразный аммиак. Какую массу серебра и какой объем NH_3 (н.у.) необходимо взять для получения 0,1 моль $[Ag(NH_3)_2]OH$?
13. При действии концентрированного раствора азотной кислоты на смесь меди и хрома выделилось $2,24 \text{ дм}^3$ газа (н.у.). При действии разбавленного раствора HCl на такое же количество смеси меди и хрома выделилось $1,12 \text{ дм}^3$ газа. Определить массовую долю меди в исходной смеси металлов.
14. К $0,795 \text{ г}$ твердого оксида меди (II) прибавили водный раствор аммиака до полного растворения CuO . Какой объем 1 М раствора цианида калия нужно добавить в полученный раствор до полного разрушения образовавшегося вначале аммиачного комплекса меди (II)?

Учебно-исследовательская работа:
«Получение и свойства соединений меди и серебра»

Опыт 1. Взаимодействие меди с разбавленными и концентрированными растворами кислот.

Выполнение работы. В три пробирки поместить по кусочку меди и прибавить по 5-6 капель 1 М раствора кислот: в первую – хлороводородной, во вторую – серной, в третью – азотной. Окрасился ли раствор в пробирках в сине-голубой цвет, характерный для иона Cu^{2+} ?

Проделать аналогичный опыт с концентрированными растворами кислот – хлороводородной (плотность $1,19 \text{ г/см}^3$), серной (плотность $1,84 \text{ г/см}^3$) и азотной (плотность $1,4 \text{ г/см}^3$) без нагревания и при нагревании (*осторожно!*). С какими кислотами взаимодействует медь?

Запись данных опыта. При написании уравнения реакции взаимодействия меди с разбавленным раствором азотной кислоты считать, что азотная кислота восстанавливается до NO . Почему медь не взаимодействует с хлороводородной кислотой и с разбавленным раствором серной кислоты?

Написать уравнения реакций взаимодействия меди с концентрированными растворами кислот, считая, что концентрированная азотная кислота восстанавливается медью до оксида азота (IV), а серная – до оксида серы (IV).

Опыт 2. Получение гидроксида меди (II) и разложение его при нагревании.

Выполнение работы. Внести в пробирку по 3-4 капли раствора сульфата меди (II) и 2 М раствора щелочи. Отметить цвет выпавшего осадка гидроксида меди (II). Осторожно нагреть пробирку с полученным осадком. Как изменяется цвет осадка при превращении гидроксида меди (II) в оксид?

Написать уравнения реакций образования гидроксида меди (II) и его разложения.

Опыт 3. Отношение гидроксида меди (II) к кислотам и щелочам.

Выполнение работы. Получить в двух пробирках гидроксид меди(II). К полученным осадкам прибавить в одну пробирку 5-6 капель 1М раствора серной кислоты, в другую – столько же 2 М раствора щелочи.

Запись данных опыта. В каком случае происходит растворение осадка? Какой вывод можно сделать из этого опыта о свойствах гидроксида меди(II)?

Опыт 4. Получение сульфида меди (II).

Выполнение работы. В пробирку с раствором сульфата или хлорида меди (II) (2-3 капли) прибавить столько же сероводородной воды.

Запись данных опыта. Отметить цвет выпавшего осадка сульфида меди (II). Написать в молекулярном и ионном виде уравнение реакции его образования.

Опыт 5. Получение гидрокарбоната меди (II).

Выполнение работы. В пробирку с раствором сульфата меди (II) (2-3 капли) прибавить такое же количество раствора Na_2CO_3 . Наблюдать выпадение зеленого осадка гидрокарбоната меди $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$. Почему при взаимодействии солей меди с раствором соды не выпадает осадок CuCO_3 ?

Написать уравнение реакции взаимодействия сульфата меди (II) с Na_2CO_3 при участии воды.

Опыт 6. Получение иодида меди (II).

Выполнение работы. Внести в пробирку по 3 капли растворов сульфата меди (II) и иодида калия. Отметить образование осадка и окрашивание содержимого пробирки в желтый цвет. Доказать с помощью раствора крахмала, что желтая окраска обусловлена выделением свободного иода.

Для определения цвета выпавшего осадка иодида калия (II) необходимо свободный иод, маскирующий своей окраской цвет осадка, перевести в бесцветный ион. Для этого прибавить в пробирку несколько капель рас-

твора сульфита натрия до исчезновения желтой окраски. Осадок сохранить для опыта 7.

Запись данных опыта. Каков цвет иодида меди (I)? Написать уравнения реакций:

- а) взаимодействия сульфата меди (II) с иодидом калия;
- б) взаимодействия иода с сульфитом натрия в присутствии воды.

Чем объясняется устойчивость иодида меди (I)?

Опыт 7. Получение комплексного тиосульфата меди (I).

Выполнение работы. В пробирку с осадком иодида меди (I), полученным в опыте 6, прибавить несколько капель раствора тиосульфата натрия. Наблюдать полное растворение осадка, происходящее вследствие образования хорошо растворимого комплексного тиосульфата меди (I).

Запись данных опыта. Написать уравнение протекающей реакции, учитывая, что ионы $S_2O_3^{2-}$ являются моодентатными лигандами, а координационное число Cu^+ - иона равно 2.

Опыт 8. Получение оксида серебра.

Выполнение работы. В пробирку с раствором нитрата серебра (3-4 капли) прибавить несколько капель 2 М раствора гидроксида натрия до выпадения осадка оксида серебра.

Запись данных опыта. Какое заключение о прочности гидроксида серебра можно сделать на основании этого опыта? Чем это объясняется? Написать уравнения реакций образования гидроксида серебра и его распада.

Опыт 9. Получение серебряного зеркала.

Выполнение работы. В маленьком стаканчике нагреть до кипения 25-50 мл воды, после чего отставить спиртовку. В пробирку внести 4-5 капель раствора нитрата серебра и прибавить 2-5 капель 2 М раствора аммиака, встряхивая пробирку после прибавления каждой капли до растворения выпавшего вначале осадка Ag_2O (избегать избытка NH_3). К полученному прозрачному раствору прибавить 10%-ный раствор глюкозы $C_5H_8(OH)_5CHO$ в объеме, равном суммарному объему раствора нитрата серебра и аммиака, находящихся в пробирке. Перемешать раствор и поставить пробирку в стаканчик с горячей водой. Через 2-3 мин. вынуть пробирку из стаканчика и, вылив раствор, ополоснуть ее водой из промывалки. Какое вещество выделилось из раствора на стенках пробирки?

Написать уравнение реакции, считая, что глюкоза переходит в глюконовую кислоту $C_5H_8(OH)_5COOH$.

Опыт 10. Получение амминокомплексов серебра (I).

Выполнение работы. В четыре пробирки внести по 2 капли раствора нитрата серебра. В одну пробирку добавить 2 капли раствора хлорида

калия, во вторую – бромида калия, в третью – иодида калия, в четвертую – хромата калия K_2CrO_4 . Отметить цвета выпавших осадков. Добавить во все четыре пробирки по 3 капли 25%-ного раствора аммиака. Осадки каких веществ практически полностью растворились в аммиаке? Одинаково ли активно идет взаимодействие хлорида, бромида и иодида серебра с аммиаком?

Запись данных опыта. Написать в молекулярном и ионном виде уравнения реакций:

- а) образования малорастворимых солей серебра;
- б) растворения хлорида, бромида и хромата серебра в растворе аммиака с образованием комплексных соединений, учитывая, что координационное число Ag^+ -иона равно 2.

На основании своих наблюдений и значений произведений растворимости галогенидов серебра объяснить различие их растворимости в растворе аммиака.

Опыт 11. Получение комплексных сульфита и тиосульфата серебра.

Выполнение работы. В пробирку с раствором нитрата серебра прибавлять по каплям раствор тиосульфата натрия $Na_2S_2O_3$ и наблюдать растворение выпавшего вначале осадка тиосульфата серебра.

Аналогично провести опыт взаимодействия нитрата серебра с сульфитом натрия.

Запись данных опыта. Написать уравнения реакций:

- а) взаимодействия нитрата серебра с тиосульфатом натрия с образованием осадка тиосульфата серебра и с сульфитом натрия с выпадением в осадок сульфита серебра;
- б) растворения осадков в избытке осадителя $Na_2S_2O_3$, считая, что SO_3^{2-} -ион и $S_2O_3^{2-}$ -ион монодентатны, а координационное число Ag^+ -иона равно 2.

ЗАНЯТИЕ №8

Тема: Элементы группы П В и свойства их соединений.

Цели занятия:

1. Углубление и закрепление знаний по общей характеристике элементов группы ПВ и химии d-элементов П группы и их соединений.
2. Формирование представлений о применении соединений цинка и ртути в фармации и медицине, о токсическом действии ртути и её соединений.
3. Экспериментальное изучение химических свойств элементов группы ПВ и их соединений.

К занятию необходимо:

1. ИЗУЧИТЬ следующие программные вопросы: общая характеристика элементов группы ПВ.

Цинк. Общая характеристика, химическая активность простого вещества, кислотно-основная и окислительно-восстановительная характеристики соединений цинка. Комплексная природа цинкосодержащих ферментов и химизм их действия. Химические основы применения в медицине и фармации соединений цинка.

Кадмий и его соединения в сравнении с аналогичными соединениями цинка.

Ртуть. Общая характеристика, отличительные от цинка и кадмия свойства: пониженная активность простого вещества, ковалентность образуемых связей с мягкими лигандами, образование связи между атомами ртути. Окисление ртути серной и азотной кислотами. Соединения ртути (I) и ртути (II), их кислотно-основная и окислительно-восстановительная характеристики, способность ртути (I) и ртути (II) к комплексообразованию. Химизм токсического действия соединений ртути и кадмия. Химические основы применения соединений ртути в медицине и фармации.

2. ВЫПОЛНИТЬ задания №8, 9, 12-14 (см. вопросы для самоконтроля).

3. ПОДГОТОВИТЬСЯ к выполнению лабораторной учебно-исследовательской работы «Получение и свойства соединений элементов ПВ группы».

ЛИТЕРАТУРА:

- [1] Лекционный материал;
- [2] Глинка Н.Л. «Общая химия», 1980-88 гг., гл. XIX, §§214-216;
- [3] Ахметов Н.С. «Общая и неорганическая химия», 1988г., часть 2, раздел III, гл.10 или за 1981г., часть 2, раздел III, гл.9;
- [4] Карапетянц М.Х., Дракин С.И. «Общая и неорганическая химия», 1981г., гл.8, с. 593-600.

Вопросы для самоконтроля подготовленности к занятию:

- 1. Как можно объяснить, что s- и d-элементы II группы намного ближе между собой по свойствам, чем s- и d-элементы I группы?
- 2. Охарактеризуйте отношение цинка и ртути к кислороду, сере, галогенам, кислотам и щелочам.
- 3. Привести формулы и названия комплексных соединений цинка, ртути и кадмия (аммиачные, цианидные, галогенидные).

4. Можно ли определить, в какой из пробирок без надписи находится 10%-ный водный раствор ZnCl_2 , а в какой – 10%-ный водный раствор NaOH , если под руками нет никаких реактивов и индикаторов?
5. Напишите схему равновесия в системе осадок-раствор гидроксида цинка и укажите смещение равновесия при добавлении:
 - а) кислоты,
 - б) щелочи,
 - в) при нагревании.
6. Сравните гидролизуемость солей:
 - а) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$;
 - б) ZnCl_2 и $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$;
 - в) $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ и $\text{Na}_4[\text{Cd}(\text{OH})_6]$.
7. При помощи каких реакций можно отличить находящиеся в растворе ионы:
 - а) Zn^{2+} и Cd^{2+} ;
 - б) Hg^{2+} и Hg_2^{2+} ;
 - в) Zn^{2+} и $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$?
8. Составьте уравнения реакций следующих превращений:
 - а) $\text{ZnO} \rightarrow \text{ZnO}_2^{2-} \rightarrow [\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-} \rightarrow \text{Zn}^{2+} \rightarrow [\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+} \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Zn}^0$.
 - б) $\text{Hg} \rightarrow \text{Hg}_2\text{Cl}_2 \rightarrow \text{HgCl}_2 \rightarrow [\text{HgI}_4]^{2-} \rightarrow \text{Hg}^{2+} \rightarrow \text{HgO} \rightarrow [\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-}$.
9. К раствору $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$ прибавили:
 - а) раствор K_2S ;
 - б) раствор HCl ;
 - в) раствор KCN ;
 - г) раствор NaOH .
 Напишите уравнения реакций разрушения аммиачного комплексного иона кадмия(II).
10. Чем объяснить, что при добавлении раствора щелочи к раствору $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$ и к раствору $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_6](\text{NO}_3)_2$ только в одном из случаев выпадает осадок?
11. Определите, будет ли протекать реакция при сливании растворов, содержащих ионы:
 - а) $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ и CN^- ;
 - б) $[\text{HgI}_4]^{2-}$ и Cl^- ;
 - в) $[\text{HgCl}_4]^{2-}$ и I^- ;
 - г) $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ и H^+ .
12. Закончите уравнения окислительно-восстановительных реакций:
 - а) $\text{Cd} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$
 - б) $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \dots$
 - в) $\text{Zn} + \text{N}_2\text{H}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NH}_3 + \dots$
 - г) $\text{ZnS} + \text{HNO}_3 (\text{конц.}) \rightarrow \dots$
13. Написать уравнения реакций получения из гидроксида цинка следующих продуктов реакции:
 - а) оксида цинка;

- б) тетрагидроксоцинката калия;
- в) тетрааквацинка хлорида;
- г) тетраамминцинка сульфата;
- д) сульфида цинка.

14. Получите $K_2[HgI_4]$, имея в качестве исходных веществ металлическую ртуть, одну из кислот и иодид калия. Какое количество ртути и иодида калия необходимо взять для получения 0,4 моль комплексного соединения?

Учебно-исследовательская работа (УИРС): «Получение и свойства соединений элементов ПВ группы»

Опыт 1. Растворение цинка в кислотах и щелочах.

Выполнение работы. Налить в пробирку 4-5 капель 1 М раствора серной кислоты, добавить 1 микрошпатель цинковой пыли и слегка подогреть. То же проделать с концентрированным раствором H_2SO_4 (плотность $1,84 \text{ г/см}^3$) и по запаху определить выделение сернистого газа.

Таким же образом проверить растворимость цинка в 2 М растворе хлороводородной кислоты и в 2 М растворе щелочи.

Запись данных опыта. Описать наблюдаемое. Почему разбавленная и концентрированная H_2SO_4 по-разному реагирует с цинком? Какой атом и в какой степени окисления является окислителем в том и другом случае?

Опыт 2. Гидроксиды цинка и кадмия и их свойства.

Выполнение работы. Налить в две пробирки по 3-4 капли раствора соли цинка, в две другие – столько же раствора соли кадмия. В каждую пробирку добавлять по каплям 2 М раствор щелочи до появления белых студенистых осадков гидроксидов. Испытать отношение полученных гидроксидов к кислотам и щелочам.

Запись данных опыта. Какой вывод можно сделать о свойствах гидроксидов цинка и кадмия? Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной формах. Объяснить различие в свойствах гидроксидов цинка и кадмия.

Опыт 3. Сульфиды цинка и кадмия.

Выполнение работы. В две пробирки, в одной из которых содержится 3-4 капли раствора соли цинка, а в другой – столько же раствора соли кадмия, добавить по 2-3 капли насыщенного раствора сульфида аммония. Отметить цвета образовавшихся осадков и добавить в каждую пробирку по одной капле 1 М хлороводородной кислоты. Какой из сульфидов более растворим в кислоте?

Запись данных опыта. Пользуясь правилом произведения растворимости, объяснить различную растворимость сульфидов цинка и кадмия в кислоте. Написать уравнения реакций.

Опыт 4. Гидролиз солей цинка и кадмия.

Выполнение работы. Поместить в одну пробирку несколько кристалликов соли цинка, в другую – столько же кристалликов соли кадмия и растворить их в 1-2 каплях воды. Добавить в каждую пробирку по 2-3 капли раствора лакмуса и слегка подогреть. В третью пробирку налить 2-3 капли раствора лакмуса и 1-2 капли воды и сравнить цвет содержимого этой пробирки с окраской полученных растворов. На какую реакцию среды указывает окраска лакмуса в растворах солей? Написать в молекулярной и ионной формах уравнения процессов, вызывающих изменение окраски лакмуса.

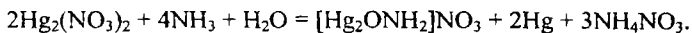
Опыт 5. Комплексные соединения цинка и кадмия.

Выполнение работы. Поместить в пробирку 1 каплю раствора соли цинка и добавить 2 капли 2 М раствора аммиака. Осадок какого вещества образовался? К полученному осадку приливать по каплям избыток раствора аммиака до растворения осадка. Тот же опыт проделать с раствором соли кадмия.

Запись данных опыта. Написать уравнения реакций, считая, что характерным координационным числом для обоих ионов Zn^{2+} и Cd^{2+} является 4. Написать уравнения диссоциации полученных комплексных соединений и комплексных ионов, а также выражения констант их нестойкости.

Опыт 6. Взаимодействие солей ртути с раствором аммиака (демонстрационный).

Выполнение работы. В одну пробирку поместить 2 капли раствора нитрата ртути (II), в другую – столько же раствора нитрата ртути (I). В каждую пробирку добавить по 1-2 капли 2 М раствора аммиака. Наблюдать в первой пробирке выпадение белого осадка нитрата меркураммония $[Hg_2ONH_2]NO_3$; во второй пробирке замечен черный осадок металлической ртути, которая образуется наряду с нитратом меркураммония по уравнению:



В присутствии аммиака распад $Hg_2^{2+} \rightarrow Hg^{2+} + Hg$ так усиливается, что получить аммиачное производное ртути (I) практически невозможно.

В чем отличие реакции взаимодействия с аммиаком солей ртути от солей цинка и кадмия?

ЗАНЯТИЕ №9

Тема: S- и d-элементы и их соединения (*контрольная работа*).

Цели занятия:

1. Контроль, закрепление и систематизация знаний программного материала по химии S- и d-элементов.
2. Развитие навыков логично и химически грамотно излагать ответ на контрольные вопросы.
3. Контроль умений и навыков обобщать и систематизировать теоретический материал и применять теоретические знания для практических целей и решения задач.

К занятию необходимо:

1. **ПОВТОРИТЬ** изученный на занятиях №1-8 программный материал.
2. **ПОВТОРИТЬ** решения типовых расчетных задач и упражнений к занятиям №1-8.
3. **ПОДГОТОВИТЬСЯ** к выполнению контрольной работы.

ЛИТЕРАТУРА: см. соответствующие пункты к занятиям №1-8.

В содержание контрольной работы включены:

1. Теоретические вопросы из перечня вопросов по изученным темам.
2. Расчетные задачи.

Примечание: К контрольной работе допускаются студенты, не имеющие задолженностей по занятиям.

ЗАНЯТИЕ №10

Тема: Элементы группы Ш А и свойства их соединений.

Цели занятия:

1. Формирование представлений по общей характеристике p-элементов, выделение их особенностей.
2. Систематизация и развитие знаний по химии элементов группы Ш А и формирование представлений о применении соединений бора и алюминия в медицине и фармации.

3. Углубление и закрепление теоретических знаний по химии р-элементов III группы посредством индивидуального проведения лабораторных опытов.

К занятию необходимо:

1. ИЗУЧИТЬ следующие программные вопросы: общая характеристика р-элементов III группы. Электронная дефицитность и её влияние на свойства элементов и их соединений. Изменение устойчивости соединений со степенями окисления атомов +3 и +1 в группе IIIA.

Бор. Общая характеристика. Простые вещества и их химическая активность. Бориды. Соединения с водородом (бораны), особенности стереохимии и природы связи (трехцентровые связи). Гидридобораты. Галогениды бора, гидролиз и комплексообразование. Борный ангидрид и борные кислоты, равновесие в водном растворе. Бораты – производные различных мономерных и полимерных борных кислот. Тетраборат натрия. Эфиры борной кислоты. Биологическая роль бора. Антисептические свойства борной кислоты и её солей.

Алюминий. Общая характеристика. Простое вещество и его химическая активность. Разновидности оксида алюминия. Применение в медицине. Амфотерность гидроксида алюминия. Алуминаты. Ион алюминия как комплексообразователь. Безводные соли алюминия и кристаллогидраты. Особенности строения. Галогениды алюминия. Квасцы. Гидрид алюминия и аланаты. Физико-химические основы применения алюминия в медицине и фармации.

2. ВЫПОЛНИТЬ задания №8-13 (см. вопросы для самоконтроля).

3. ПОДГОТОВИТЬСЯ к выполнению лабораторной учебно-исследовательской работы «Получение и свойства соединений бора и алюминия».

ЛИТЕРАТУРА:

- [1] Лекционный материал;
- [2] Глинка Н.Л. «Общая химия», 1980-88 гг., гл. XX, §§217, 218;
- [3] Ахметов Н.С. «Общая и неорганическая химия», 1981г., часть 2, раздел II, гл.6, §§1, 2 или за 1988г., часть 2, раздел II, гл.7, §§1, 2;
- [4] Карапетянц М.Х., Дракин С.И. «Общая и неорганическая химия», 1981г., гл.7, с. 326-343.

Вопросы для самоконтроля подготовленности к занятию:

1. Построить энергетическую диаграмму распределения электронов по молекулярным орбиталям в двухатомной молекуле бора. Обладает ли эта молекула парамагнитными свойствами?

2. В чём состоят особенности в строении и свойствах водородных соединений бора и алюминия?
3. Изобразить структурные формулы ортоборной кислоты, метаборной кислоты и метабората натрия. Какая из борных кислот устойчивее? Ответ объяснить.
4. Написать уравнения реакций взаимодействия сульфата алюминия с растворами: а) Na_2CO_3 , б) $(\text{NH}_4)_2\text{S}$, в) KOH (избыток), г) NH_3 (избыток).
5. Составить уравнения реакций следующих превращений:
 а) $\text{B}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{B} \rightarrow \text{Mg}_3\text{B}_2 \rightarrow \text{B}_2\text{H}_6 \rightarrow \text{B}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{H}_3\text{BO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \rightarrow \text{H}_3\text{BO}_3$.
 б) $\text{Al}^{3+} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al} \rightarrow [\text{Al}(\text{OH})_4]^- \rightarrow \text{Al}^{3+} \rightarrow \text{AlOH}^{2+} \rightarrow [\text{Al}(\text{OH})_6]^{3-}$.
6. Написать схему равновесия в системе осадок-раствор гидроксида алюминия и указать смещение равновесия при добавлении: а) HCl , б) KOH , в) при нагревании.
7. Напишите уравнения протолитических реакций гидролиза следующих солей: AlCl_3 , $\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$ и $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$, укажите реакцию среды. Какая из указанных солей сильнее подвергается гидролизу?
8. Закончите уравнения окислительно-восстановительных реакций:
 а) $\text{B}_2\text{H}_6 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_3\text{BO}_3 + \dots$
 б) $\text{Al} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$
 в) $\text{Al} + \text{KNO}_3 + \text{KOH} \xrightarrow{\text{сплавление}} \text{NH}_3 + \dots$
 г) $\text{B} + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{KOH} \rightarrow \dots$
9. Напишите уравнения реакций получения ортоборной кислоты, если одним из исходных веществ является:
 а) оксид бора,
 б) метаборная кислота,
 в) диборан,
 г) тетраборат натрия,
 д) метаборат калия,
 е) сульфид бора.
10. Получите криолит, имея в качестве исходных веществ металлический алюминий, одну из кислот и фторид натрия. Какое количество алюминия и какой объем 0,5 М раствора NaF необходимо взять для получения 0,4 моль криолита?
11. 10 граммов смеси меди и алюминия обработали раствором соляной кислоты. При этом выделилось $3,36 \text{ дм}^3$ газа (н.у.). Определить массовую долю меди в исходной смеси металлов.
12. К 200 мл 0,4 М раствора AlCl_3 добавили 500 мл 0,2 М раствора Na_2S . Определить массу образовавшегося осадка.
13. Металлический алюминий растворили в растворе HCl . При этом получили 200 мл раствора с молярной концентрацией в нем соли алюминия, равной 0,1 моль/л. К этому раствору добавили щелочь до полного растворения выпавшего вначале осадка. Определить количество образовавшейся комплексной соли и массу алюминия.

Учебно-исследовательская работа (УИРС):
«Получение и свойства соединений бора и алюминия»

Опыт 1. Получение ортоборной кислоты.

Выполнение работы. В пробирку с 5-6 каплями горячего насыщенного раствора буры $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ внести 2-3 капли концентрированного раствора H_2SO_4 . Отметить быстрое выпадение кристаллов борной кислоты.

Запись данных опыта. Написать уравнение реакции получения борной кислоты из тетрабората натрия и серной кислоты. Солю какой кислоты является тетраборат натрия? Написать формулу этой кислоты.

Опыт 2. Кислотные свойства ортоборной кислоты.

Выполнение работы. В трех пробирках с 5-8 каплями дистиллированной воды растворить при нагревании по несколько кристалликов борной кислоты. В одну из пробирок прибавить 3-5 капель нейтрального раствора лакмуса. Отметить изменение его окраски.

В другую пробирку внести кусочек магниевой ленты или 1 микрошпатель порошка магния. Отметить выделение газа. Какого?

В третью пробирку опустить на несколько секунд полоску универсальной индикаторной бумажки и сравнить её окраску с окраской эталонной шкалы.

Сделать вывод о pH борной кислоты в полученном растворе.

Запись данных опыта. Написать уравнения реакций: а) взаимодействия борной кислоты с магнием, б) диссоциации борной кислоты. Сильным или слабым электролитом является борная кислота?

Опыт 3. Гидролиз тетрабората натрия.

Выполнение работы. В пробирку с 5-6 каплями нейтрального раствора лакмуса добавить 3-4 капли раствора $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$. Как изменилась окраска лакмуса?

Запись данных опыта. Написать уравнения реакции ступенчатого гидролиза тетрабората натрия, учитывая, что в результате первой ступени гидролиза образуется ортоборная кислота и метаборат натрия NaBO_2 и по второй ступени – ортоборная кислота и гидроксид натрия.

Опыт 4. Получение малорастворимых боратов.

Выполнение работы. В три пробирки внести по 3-4 капли насыщенного раствора $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ и добавить по несколько капель растворов: в первую – нитрата серебра, во вторую – сульфата меди, в третью – сульфата алюминия. Отметить цвета выпавших осадков.

Запись данных опыта. Написать уравнения протекающих реакций, учитывая, что во всех реакциях участвует вода и получается борная кисло-

та; выпадающие осадки представляют собой в первой пробирке метаборат серебра, во второй – основную соль меди CuOHBO_2 – гидроксометаборат меди(II), в третьей пробирке – гидроксид алюминия. Почему в двух последних случаях не получились средние соли – борат меди(II) и борат алюминия? Ответ объяснить, написав уравнения соответствующих реакций.

Опыт 5. Взаимодействие алюминия с кислотами.

а) Взаимодействие алюминия с разбавленными растворами кислот.

Выполнение работы. В три пробирки внести по 5-8 капель 2 М растворов кислот: хлороводородной, серной, азотной. В каждую пробирку опустить по маленькому кусочку алюминиевой фольги. Во всех ли случаях протекает реакция на холоду? Нагреть пробирки на водяной бане. Что наблюдается? Написать уравнения реакций. Какой газ выделяется при взаимодействии алюминия с разбавленным раствором азотной кислоты? С разбавленными растворами серной и хлороводородной кислот?

б) Взаимодействие алюминия с концентрированными растворами кислот.

Выполнение работы. Прodelать опыт, аналогичный опыту 5а, заменив разбавленные растворы кислот концентрированными: хлороводородной (плотность $1,19 \text{ г/см}^3$), серной (плотность $1,84 \text{ г/см}^3$), азотной (плотность $1,4 \text{ г/см}^3$). Как протекают реакции на холоду? С какой кислотой алюминий не реагирует и почему? Нагреть пробирки на водяной бане. Как влияет нагревание?

Запись данных опыта. Отметить наблюдаемые явления. Ответить на все вопросы. Написать уравнения реакций, учитывая, что при нагревании азотная кислота восстанавливается в основном до оксида азота (IV), а серная кислота до оксида серы (IV) на холоду и частично до свободной серы при нагревании. Влияет ли изменение концентрации хлороводородной кислоты на характер её взаимодействия с алюминием?

Опыт 6. Растворение алюминия в водном растворе щелочи.

Выполнение работы. Внести в пробирку полоску алюминиевой фольги и добавить 3-4 капли воды. Нагреть пробирку на водяной бане. Наблюдается ли выделение водорода? Добавить в пробирку 5-8 капель 2 М раствора NaOH . Отметить интенсивное выделение водорода. Написать уравнение реакции.

Опыт 7. Гидроксид алюминия, его получение и свойства.

Выполнение работы. В две пробирки внести по 2-3 капли раствора соли алюминия и по 2-3 капли 2 М раствора NaOH до образования осадка гидроксида алюминия. В одну пробирку к полученному осадку прибавить

3-5 капель 2 М раствора хлороводородной кислоты, в другую – столько же 2 М раствора NaOH. Что происходит в обоих случаях?

Запись данных опыта. Сделать вывод о свойствах гидроксида алюминия.

Написать уравнения реакций: получения гидроксида алюминия и его взаимодействия с хлороводородной кислотой и NaOH, учитывая, что в щелочной среде образуется комплексный анион $[Al(OH)_6]^{3-}$. Указать названия полученных соединений алюминия.

Опыт 8. Гидролиз хлорида алюминия.

Выполнение работы. В пробирку внести 5-6 капель нейтрального раствора лакмуса и 1-3 капли раствора хлорида алюминия. Отметить, как изменилась окраска лакмуса и объяснить причину этого изменения.

Запись данных опыта. Написать в молекулярном и ионном виде уравнение реакции гидролиза, протекающего преимущественно по первой ступени. Почему гидролиз этой соли не протекает до конца? Как можно уменьшить степень гидролиза этой соли?

ЗАНЯТИЕ №11

Тема: Элементы группы IVA и свойства их соединений.

Цели занятия:

1. Конкретизация представлений по общей характеристике элементов группы IVA.
2. Формирование системного подхода к объяснению химической активности р-элементов IV группы и их соединений на основе представлений об электронном строении атома и положении в ПСЭ.
3. Развитие и систематизация знаний о кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойствах соединений р-элементов IV группы и закономерностей этих свойств при переходе от углерода к свинцу и от низших степеней окисления к высшим.
4. Приобретение практических навыков получения и изучения химических свойств соединений элементов IV A группы.

К занятию необходимо:

1. ИЗУЧИТЬ следующие программные вопросы: общая характеристика элементов группы IVA.

Углерод. Общая характеристика углерода. Аллотропы углерода. Типы гибридизации валентных орбиталей атома углерода. Углерод как основа всех органических молекул. Физические и химические свойства простых веществ. Активированный уголь как адсорбент. Карбиды активных металлов и соответствующие им углеводороды. Углерод (II) оксид, его

химические свойства, токсичность. Цианистоводородная кислота, простые и комплексные цианиды, токсичность цианидов. Соединения углерода (IV). Оксид углерода(IV), стереохимия и природа связи, равновесие в водном растворе. Угольная кислота, карбонаты и гидрокарбонаты, гидролиз и термическое разложение. Соединения углерода с галогенами и серой. Углерод (IV) хлорид, углерод (IV) оксидхлорид (фосген), фреоны, сероуглерод, тиокарбонаты. Цианаты и тиоцианаты. Биологическая роль углерода. Химические основы использования неорганических соединений углерода в медицине и фармации.

Кремний. Общая характеристика. Основное отличие от углерода: отсутствие π -связи в соединениях. Силициды. Соединения с водородом (силаны), окисление и гидролиз. Тетрафторид и тетрахлорид кремния, гидролиз. Гексафторосиликаты. Кислородные соединения. Оксид кремния (IV). Силикагель. Кремниевая кислота. Силикаты. Растворимость и гидролиз. Природные силикаты и алюмосиликаты. Цеолиты. Кремнийорганические соединения. Силиконы и силоксаны. Использование в медицине соединений кремния.

Элементы подгруппы германия. Общая характеристика. Устойчивость водородных соединений. Соединения с галогенами ЭГ_2 и ЭГ_4 , поведение в водных растворах. Оловохлористоводородная кислота. Оксиды. Оксид свинца (IV) как сильный окислитель. Амфотерность гидроксидов. Растворимые и нерастворимые соли олова и свинца. Окислительно-восстановительные реакции в растворах. Химизм токсического действия соединений свинца. Применение в медицине соединений свинца. Химические основы использования соединений олова и свинца в анализе фармацевтических препаратов.

2.ВЫПОЛНИТЬ задания №8-12 (см. вопросы для самоконтроля).

3. ПОДГОТОВИТЬСЯ к выполнению лабораторной учебно-исследовательской работы «Получение и свойства соединений элементов IVA группы».

ЛИТЕРАТУРА:

- [1] Лекционный материал;
- [2] Глинка Н.Л. «Общая химия», 1980-88 гг., гл.XV, §§152-157, 178-188;
- [3] Ахметов Н.С. «Общая и неорганическая химия», 1981г., часть 2, раздел П, гл.5, §§1-3 или за 1988г., часть 2, раздел П, гл.6, §§1-3;
- [4] Карапетьянц М.Х., Дракин С.И. «Общая и неорганическая химия», 1981г., гл.7, с. 351-388.

Вопросы для самоконтроля подготовленности к занятию:

1. Как изменяются:
 - а) восстановительные свойства в ряду: $\text{Ge}^{+2}, \text{Sn}^{+2}, \text{Pb}^{+2}$;
 - б) окислительные свойства в ряду: $\text{Ge}^{+4}, \text{Sn}^{+4}, \text{Pb}^{+4}$?Укажите самый сильный окислитель и восстановитель.
2. Объясните образование тройной связи в молекуле CO методом ВС и методом МО.
3. Какой элемент подгруппы германия и в какой степени окисления образует гидроксид:
 - а) наиболее основного характера;
 - б) наиболее кислотного?Напишите формулы и уравнения реакций диссоциации этих гидроксидов.
4. Какая из указанных ниже солей будет иметь в водном растворе при одинаковых условиях наибольшую степень гидролиза: SnCl_2 , SnCl_4 , $\text{Na}_2[\text{Sn}(\text{OH})_4]$, $\text{Na}_2[\text{Sn}(\text{OH})_6]$? Как можно уменьшить степень гидролиза каждой из этих солей?
5. Как доказать, что PbO_2 – оксид, а BaO_2 – пероксид?
6. Могут ли существовать совместно в растворе:
 - а) SnCl_2 и FeCl_3 ,
 - б) SnCl_2 и FeCl_3 ,
 - в) SnCl_2 и Zn ,
 - г) SnCl_2 и Cu ,
 - д) CuCl_2 и Sn ?Напишите уравнения возможных реакций.
7. Составьте уравнения реакций следующих превращений:
 - а) $\text{CaC}_2 \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{HCO}_3^- \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CO} \rightarrow \text{HCN} \rightarrow [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$;
 - б) $\text{SiH}_4 \rightarrow \text{Si} \rightarrow \text{SiS}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{SiCl}_4 \rightarrow [\text{SiF}_6]^{2-}$;
 - в) $\text{Pb} \rightarrow [\text{Pb}(\text{OH})_6]^{4-} \rightarrow \text{Pb}^{2+} \rightarrow \text{PbO}_2 \rightarrow \text{Pb}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Pb}$.
8. Закончите уравнения окислительно-восстановительных реакций:
 - а) $\text{PbO}_2 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{PbSO}_4 \downarrow + \dots$
 - б) $\text{SnCl}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{HCl}_{(\text{разб})} \rightarrow \text{H}_2[\text{SnCl}_6] + \dots$
 - в) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CH}_3\text{CHO} + \dots$
 - г) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{NaOH} \xrightarrow{t} \text{PbO}_2 + \dots$
9. Закончите уравнения реакций:
 - а) $\text{GeS}_2 + \text{K}_2\text{S} \rightarrow \dots$
 - б) $\text{GeS} + (\text{NH}_4)_2\text{S}_2 \rightarrow \dots$
 - в) $\text{Na}_2\text{CS}_3 + \text{HCl} \rightarrow \dots$
 - г) $\text{CS}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \dots$
 - д) $\text{GeS} + \text{HNO}_{3(\text{конц})} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$

10. Какова массовая доля соли в растворе, полученном при растворении в 76,4 мл 16%-ного раствора KOH ($\rho = 1,31 \text{ г/см}^3$) всего оксида углерода(IV), образовавшегося при сжигании 6,4 дм³ метана (н.у.)?
11. 4,14 г свинца полностью растворили в разбавленном растворе HNO₃. К полученному раствору добавили концентрированный раствор KI до полного растворения выпавшего вначале желтого осадка. При этом молярная концентрация комплексной соли в полученном растворе равна 0,2 моль/л. Определите объем конечного раствора.
12. К 500 мл раствора нитрата свинца(II) добавили щелочь и водный раствор пероксида водорода до полного выпадения образующегося коричневого осадка. Осадок отделили от раствора и поместили в азотнокислый раствор нитрата хрома(III). Осадок растворился и при этом образовалось 0,04 моля соединения, обуславливающего оранжевую окраску полученного раствора. Определите молярную концентрацию исходного раствора нитрата свинца(II).

Учебно-исследовательская работа (УИРС):
«Получение и свойства соединений элементов IV А группы»

Опыт 1. Гидролиз карбоната и гидрокарбоната натрия.

Выполнение работы. В две пробирки внести по 3-4 капли раствора фенолфталеина. В одну из пробирок добавить 1-2 капли раствора карбоната натрия, в другую – такой же объем раствора гидрокарбоната натрия. Отметить различие в окраске раствора фенолфталеина.

Запись данных опыта. Написать в молекулярном и ионном виде уравнения реакции гидролиза первой и второй соли. В каком случае гидролиз протекает слабее? Почему?

Опыт 2. Влияние иона CO_3^{2-} на гидролиз некоторых солей.

Выполнение работы. К растворам солей железа (III) и олова (II) (3-4 капли) добавить по 3-5 капель раствора карбоната натрия.

Запись данных опыта. Отметить выделение газа и образование осадков гидроксидов железа(III) и олова(II). Написать уравнения реакций гидролиза указанных солей при добавлении к ним карбоната натрия. Почему в присутствии иона CO_3^{2-} гидролиз солей практически протекает до конца?

Опыт 3. Получение геля и золя кремниевой кислоты.

Выполнение работы. В две пробирки внести по 4-5 капель: в одну – раствора силиката натрия, в другую – концентрированной хлороводородной кислоты (плотность 1,19 г/см³). Добавить в первую пробирку 6-7 капель 2 М раствора хлороводородной кислоты и во вторую – 1-2 капли насыщенного раствора силиката натрия. Закрыть пробирки пальцем и

встряхнуть их. Наблюдать образование геля кремниевой кислоты в первой пробирке и золя – во второй. Полученный золь кремниевой кислоты нагреть маленьким пламенем спиртовки до перехода в гель. Как называется процесс перехода золя в гель? Какое значение имеет нагревание?

Запись данных опыта. Описать проделанную работу. Написать уравнение реакции получения кремниевой кислоты H_2SiO_3 .

Опыт 4. Гидролиз силиката натрия.

Выполнение работы. В две пробирки внести по 5-6 капель раствора силиката натрия, в одну из них добавить каплю раствора фенолфталеина. Отметить появление красной окраски. На избыток какого иона это указывает? Во вторую пробирку добавить 4-5 капель раствора хлорида аммония.

Запись данных опыта. Отметить наблюдаемые явления и объяснить различие в степени гидролиза силиката натрия в чистой воде и в присутствии хлорида аммония.

Написать молекулярные и ионные уравнения реакций обоих случаев гидролиза. Присутствие какого иона увеличило степень гидролиза силиката натрия во втором случае? Как уменьшить гидролиз силиката натрия?

Опыт 5. Взаимодействие олова с кислотами.

Выполнение работы. В три пробирки положить по маленькому кусочку металлического олова. В каждую из пробирок добавить отдельно по 4-6 капель 1 М растворов кислот: хлороводородной, серной, азотной. Отметить медленное взаимодействие на холоду. Нагреть пробирки на водяной бане или на маленьком пламени спиртовки (*Осторожно!*). Наблюдать выделение газа.

Запись данных опыта. Написать уравнения протекающих реакций, учитывая, что при взаимодействии олова с разбавленным раствором азотной кислоты выделяется преимущественно NO , а олово окисляется во всех случаях до Sn^{2+} , образуя соответствующие соли. Какой газ выделяется при взаимодействии олова с разбавленными растворами серной и хлороводородной кислот?

Опыт 6. Гидроксид олова (II) и его свойства.

Выполнение работы. В две пробирки внести по 2-4 капли раствора хлорида олова (II). В каждую пробирку добавить по 2-5 капель 2 М раствора NaOH до образования осадка, не давая избытка щелочи. К полученному гидроксиду олова(II) добавить: в первую пробирку – 3-5 капель 2 М раствора хлороводородной кислоты, во вторую – столько же 2 М раствора NaOH . Растворы размешать стеклянной палочкой или осторожно встряхивать пробирки в обоих случаях до растворения осадков.

Запись данных опыта. Отметить наблюдаемые явления и сделать вывод о свойствах гидроксида олова (II). Написать уравнения реакций: по-

лучения гидроксида олова и его взаимодействия с кислотой и щелочью, учитывая, что в щелочном растворе образуется комплексный анион $[\text{Sn}(\text{OH})_4]^{2-}$ - тетрагидроксостаннат (II). Какие ионы олова находятся преимущественно в растворе при $\text{pH} < 7$? При $\text{pH} > 7$?

Опыт 7. Восстановление перманганата калия хлоридом олова (II).

Выполнение работы. В пробирку с раствором перманганата калия (3-5 капель) добавить 1-2 капли 2 М раствора хлороводородной кислоты и 3-4 капли раствора соли олова (II). Что наблюдается? Написать уравнение реакции, протекающей с образованием хлорида марганца (II). В какую степень окисления переходит олово в данной реакции?

Опыт 8. Восстановление дихромата калия хлоридом олова (II).

Выполнение работы. К раствору хлорида олова (II) добавить 1-3 капли 2 М раствора хлороводородной кислоты. К подкисленному раствору по каплям прибавлять раствор дихромата калия (2-3 капли). Наблюдать появление зеленой окраски вследствие восстановления иона $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ в ион Cr^{3+} . Написать уравнение протекающей реакции.

Опыт 9. Восстановление хлорида железа (III) хлоридом олова (II).

Выполнение работы. В две пробирки внести по 1-2 капли растворов хлорида железа (III) и гексацианоферрата (III) калия $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (реактив на ион Fe^{2+}). В обе пробирки добавить воды. Отметить окраску полученных растворов. Одну пробирку сохранить для сравнения, в другую добавить 2-3 капли раствора хлорида олова (II) и наблюдать в ней появление синей окраски вследствие образования $\text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$. Почему нет синей окраски в первой пробирке?

Написать уравнения протекающей окислительно-восстановительной реакции и реакции образования гексациано(III)феррата железа (II).

Опыт 10. Гидроксид свинца (II) и его свойства.

Выполнение работы. В две пробирки поместить по 2-3 капли раствора соли свинца(II) и добавить в каждую по несколько капель 2 М раствора NaOH до выпадения осадка. Исследовать свойства полученного гидроксида свинца, добавив в одну пробирку несколько капель 2 М раствора азотной кислоты, в другую – 2 М раствора NaOH . Размешать растворы стеклянной палочкой или осторожно встряхивать пробирки до растворения осадков в обоих случаях.

Запись данных опыта. На основании результатов опыта сделать вывод о свойствах гидроксида свинца. Написать уравнения реакций получения гидроксида свинца и его растворения в кислоте и в щелочи, учитывая образование в щелочной среде комплексного аниона $[\text{Pb}(\text{OH})_6]^{4-}$ - гексагидроксоплюмбата (II). Почему в данном опыте следует пользоваться азотной кислотой, а не хлороводородной или серной?

Опыт 11. Получение малорастворимых солей свинца (II).

Выполнение работы. В четыре пробирки отдельно внести по 2-4 капли 1 М растворов серной и хлороводородной кислот, раствора иодида калия и сероводородной воды. В каждую пробирку добавить по 2-3 капли раствора соли свинца (II). Отметить образование осадков и их цвет. Во все пробирки добавить по 2-3 капли воды и нагреть на спиртовке. Отметить растворение хлорида и иодида свинца при нагревании. Опустить пробирки с раствором в стакан с холодной водой и после охлаждения наблюдать снова образование осадков хлорида и иодида свинца (II). Растворяются ли при нагревании сульфат и сульфид свинца? Написать уравнения всех протекающих реакций.

Опыт 12. Окислительные свойства оксида свинца (IV).

Выполнение работы. В пробирку внести один микрошпатель порошка оксида свинца (IV), 3-5 капель 1 М раствора серной кислоты и 5-6 капель раствора иодида калия. Нагреть пробирку маленьким пламенем спиртовки. Отметить изменение цвета раствора. Перенести стеклянной палочкой каплю этого раствора в пробирку с 8-10 каплями раствора крахмала. Отметить появление синей окраски.

Запись данных опыта. Написать уравнение реакции взаимодействия оксида свинца (IV) с иодидом калия в кислой среде.

ЗАНЯТИЕ №12

Тема: Свойства азота и его соединений.

Цели занятия:

1. Формирование представлений по общей характеристике р-элементов V группы.
2. Изучение основных положений и закономерностей химии азота, биологической роли азота и применения его соединений в медицине и фармации.
3. Закрепление навыков работы в химической лаборатории с оксидом азота (IV) и концентрированными растворами аммиака и азотной кислоты.

К занятию необходимо:

1. ИЗУЧИТЬ следующие программные вопросы: общая характеристика элементов группы V A.

Азот. Общая характеристика. Многообразие соединений с различными степенями окисления азота. Причины малой химической активности диазота. Молекула диазота как лиганд.

Соединения азота с отрицательными степенями окисления. Нитриды (ковалентные и ионные). Аммиак, кислотнo-основная и окислительно-восстановительная характеристики, реакции замещения. Амиды. Аммиакаты. Свойства аминокислот как производных аммиака. Ион аммония и его соли, кислотные свойства, термическое разложение. Гидразин и гидроксиламин, кислотнo-основная и окислительно-восстановительная характеристики. Азотистоводородная кислота и азиды.

Соединения азота с положительными степенями окисления азота. Оксиды. Стереохимия и природа связи. Способы получения. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Азотная кислота и нитраты. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Азотистая кислота и нитриты. Кислотно-основная и окислительно-восстановительная характеристики. «Царская водка».

2. ВЫПОЛНИТЬ задания №№14-17 (см. вопросы для самоконтроля).

3. ПОДГОТОВИТЬСЯ к выполнению лабораторной учебно-исследовательской работы «Получение и свойства соединений азота».

ЛИТЕРАТУРА:

- [1] Лекционный материал;
- [2] Глинка Н.Л. «Общая химия», 1980-88 гг., гл. XIV, §§136-144;
- [3] Ахметов Н.С. «Общая и неорганическая химия», 1988г., часть 2, раздел II, гл.5, §1 или за 1981г., часть 2, раздел II, гл.4, §1;
- [4] Карапетьянц М.Х., Дракин С.И. «Общая и неорганическая химия», 1981г., гл.7, с. 392-412.

Вопросы для самоконтроля подготовленности к занятию:

1. Напишите электронные формулы атомов p-элементов V группы, укажите их с.о., ковалентность и типы гибридизации валентных орбиталей.
2. Составьте электронную формулу и энергетическую диаграмму распределения электронов по молекулярным орбиталям в молекуле диазота. Укажите порядок связи и объясните причину малой реакционной способности азота.
3. Какие соединения азота в химических реакциях могут быть:
 - а) только окислителями,
 - б) только восстановителями,
 - в) окислителями и восстановителями?Приведите примеры.
4. Напишите уравнения реакций, характерных для аммиака: присоединения, замещения, окисления и комплексообразования.
5. Как объяснить, что в растворе жидкого аммиака кислоты CH_3COOH и HClO_4 диссоциируют как сильные электролиты, в то время, как в воде одна из кислот (какая?) является слабым электролитом?

6. В каких случаях водный раствор аммиака нельзя использовать для осаждения труднорастворимых гидроксидов металлов?
7. Перечислите оксиды и водородные соединения азота, определите с.о. азота, приведите примеры характерных реакций для этих соединений.
8. Изобразите структурные формулы азотной и азотистой кислот и нитрат-иона. Чему равна ковалентность и с.о. азота?
9. Чем обусловлена более сильная, чем у азотной кислоты, окисляющая способность «царской водки»?
10. Как определить, какая из кислот: азотная, азотистая или азотистоводородная, находится в водном растворе?
11. Какую опасность при работе представляют оксиды азота и концентрированный раствор азотной кислоты? Одинаковы ли меры безопасности при работе с этими веществами?
12. Охарактеризуйте окислительные свойства концентрированного и разбавленного раствора азотной кислоты при взаимодействии с неметаллами и металлами различной активности. Привести примеры. Что такое пассивирование веществ?
13. Охарактеризуйте растворимость, гидролиз и термическое разложение нитратов металлов и солей аммония.
14. Закончите уравнения окислительно-восстановительных реакций:
 - а) $\text{N}_2\text{H}_4 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{N}_2 + \dots$
 - б) $\text{NH}_2\text{OH} + \text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{N}_2 + \dots$
 - в) $\text{NH}_2\text{OH} + \text{SnCl}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl} + \dots$
 - г) $\text{NO} + \text{CrCl}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{CrCl}_3 + \dots$
 - д) $\text{HNO}_3 (\text{конц.}) + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$
 - е) $\text{KNO}_2 + \text{Zn} + \text{KOH} \rightarrow \text{NH}_3 + \dots$
15. Определите pH 0,05 М раствора NH_3 , если степень ионизации аммиака в водном растворе такой концентрации при 25°C равна 1,9%.
16. К 200 мл 0,4 М раствора нитрита калия добавили эквивалентное количество иодида калия, содержащегося в 500 мл водного раствора. Определите массу выделившегося диiodа и молярную концентрацию эквивалента KJ в добавленном растворе.
17. Определите pH 0,1 М растворов N_2H_4 и NH_2OH , если константы ионизации этих оснований при 25°C соответственно равны $1 \cdot 10^{-6}$ и $1,0 \cdot 10^{-8}$.

Учебно-исследовательская работа (УИРС):
«Получение и свойства соединений азота»

Опыт 1. Получение аммиака, его взаимодействие с водой и хлороводородом (демонстрационный).

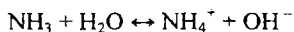
Выполнение работы. Поместить в фарфоровый тигель по 3-4 микрошпателя сульфата аммония и гашеной извести. Стеклопалочкой тщательно перемешать смесь и небольшое её количество поместить в цилиндрическую пробирку (около $\frac{1}{2}$ объёма). Отметить запах аммиака. Про-

бирку укрепить в штативе, закрыв пробкой с отводной трубкой, конец которой опустить в коническую пробирку с водой около 2/3 объема. На слабом пламени спиртовки нагревать смесь 3-5 мин., пропуская аммиак в воду, после чего пробирку с полученным раствором отставить, закрыть пробкой и сохранить для следующего опыта, а к отверстию отводной трубки поднести стеклянную палочку, смоченную концентрированным раствором хлороводородной кислоты (плотность 1,19 г/см³) и влажную красную лакмусовую бумажку.

Запись данных опыта. Описать наблюдаемые явления и объяснить их. Написать уравнения реакций:

а) получения аммиака;

б) взаимодействия аммиака с водой, приводящее частично к образованию иона аммония:



Процесс можно рассматривать как протонирование молекулы аммиака, так как последняя является лучшим акцептором протона, чем молекула воды.

Опыт 2. Равновесие в водном растворе аммиака.

Выполнение работы. Полученный в опыте 1 раствор аммиака разделить на две пробирки. В одну из них добавить одну каплю раствора фенолфталеина. Отметить окраску раствора. На присутствие каких ионов она указывает? Добавить в раствор 3-4 микрошпателя хлорида аммония и размешать раствор. Как изменилась интенсивность окраски? Почему? К раствору аммиака во второй пробирке добавить 5-6 капель раствора сульфата алюминия. Отметить исчезновение запаха аммиака.

Запись данных опыта. Написать:

а) схему равновесия в водном растворе аммиака (опыт 1);

б) молекулярное и ионное уравнения реакции взаимодействия сульфата алюминия с водным раствором аммиака.

Указать, в каком направлении смещается равновесие в водном растворе аммиака при добавлении к нему хлорида аммония и сульфата алюминия.

Как при этом изменяются концентрации компонентов данной равновесной системы: OH^- - иона, NH_4^+ - иона, NH_3 ? В каком направлении сместится равновесие данной системы при добавлении раствора хлороводородной кислоты? Почему?

Опыт 3. Восстановительные свойства аммиака.

Выполнение работы. В две пробирки внести отдельно по 3-4 капли растворов: а) перманганата калия; б) дихромата калия. В каждую из пробирок добавить по 3-5 капель 25%-ного раствора аммиака. В каждом случае растворы слегка подогреть до изменения их окраски.

Запись данных опыта. Написать соответствующие уравнения реакций, учитывая, что в каждом случае аммиак окисляется до молекулярного диазота, KMnO_4 восстанавливается до MnO_2 , а $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ – до Cr_2O_3 . Во всех случаях отметить изменение окраски растворов.

Опыт 4. Гидролиз солей аммония.

Выполнение работы. В три пробирки налить по 5-6 капель нейтрального раствора лакмуса. В каждую из пробирок отдельно добавить по 2-3 микрошпателя кристаллов хлорида, нитрата и ацетата аммония. Каждый раствор перемешать чистой стеклянной палочкой.

Запись данных опыта. Отметить изменение окраски раствора лакмуса в каждом случае. Написать в молекулярном и ионном виде соответствующие уравнения реакций гидролиза солей.

Опыт 5. Качественная реакция на NH_4^+ -ион.

Выполнение работы. В пробирку внести 2-3 капли раствора соли аммония и добавить столько же 2 М раствора NaOH . Слегка нагреть пробирку и над её отверстием подержать влажную красную лакмусовую бумажку. По запаху и по изменению цвета лакмусовой бумажки убедиться в выделении аммиака и образовании OH^- -иона.

Запись данных опыта. Написать в молекулярной и ионной формах уравнение реакции. Можно ли этой реакцией обнаружить NH_4^+ -ион в присутствии солей KCl , NaNO_3 ? Ответ мотивировать.

Опыт 6. Получение оксида азота (III) и его разложение.

Выполнение работы. Внести в пробирку 3-4 капли насыщенного раствора нитрита калия и добавить одну каплю 1 М раствора серной кислоты. Отметить появление в растворе голубой окраски N_2O_3 , который является ангидридом неустойчивой азотистой кислоты. Объяснить образование над раствором бурого газа.

Запись данных опыта. Написать уравнения реакций взаимодействия нитрита калия с серной кислотой, протекающего с образованием N_2O_3 и распада образовавшегося оксида N_2O_3 на NO и NO_2 (реакция диспропорционирования).

Опыт 7. Восстановительные и окислительные свойства нитритов.

Выполнение работы. В три пробирки внести по 3-4 капли растворов: в первую – иодида калия, во вторую – перманганата калия, в третью – дихромата калия. Во все пробирки добавить по 2-4 капли 1 М раствора серной кислоты и 4-5 капель раствора нитрита калия.

Запись данных опыта. Отметить изменение окраски растворов в каждом случае. Написать уравнения протекающих реакций, учитывая, что в первой пробирке нитрит калия восстанавливается до NO , во второй – KMnO_4 переходит в сульфат марганца (II), в третьей $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ – в сульфат

хрома (Ш). В какое соединение переходит при этом нитрит калия? Указать, в каком случае он является окислителем, в каком восстановителем? Почему нитриты могут проявлять те и другие свойства?

Опыт 8. Окислительные свойства азотной кислоты.

Выполнение работы. Внести в пробирку 3-4 капли концентрированного раствора азотной кислоты (плотность $1,4 \text{ г/см}^3$) и маленький кусочек медной стружки. В другую пробирку внести 2 капли раствора азотной кислоты (плотность $1,12 \text{ г/см}^3$) и 2 капли воды. Полученный раствор размешать стеклянной палочкой, после чего внести в него также кусочек медной стружки. Пробирку с разбавленным раствором азотной кислоты слегка подогреть. Обе пробирки держать на белом фоне. Отметить различия течения реакций в обоих случаях.

Запись данных опыта. Какой газ выделяется в первой пробирке, какой – во второй? Написать уравнения соответствующих реакций. Чем объяснить легкое пожелтение выделяющегося газа во второй пробирке в начале реакции?

Опыт 9. Окислительные свойства нитратов.

Выполнение работы. В тигель поместить по 5-10 капель 0,5 М раствора нитрата калия и концентрированного раствора щелочи. Добавить 2-3 микрошпателя порошка алюминия или магния. Поставить тигель на асбестовую сетку и осторожно нагреть раствор (не кипятить!). В пары над тигельком внести влажную красную лакмусовую бумажку. По её посинению и по запаху (осторожно!) убедиться в выделении аммиака. Этот опыт может служить реакцией открытия иона NO_3^- в отсутствие иона NO_2^- и NH_4^+ .

Запись данных опыта. Отметить наблюдаемые явления. Написать уравнение реакции окисления Mg или Al нитратом калия в щелочной среде, учитывая, что алюминий в сильно щелочной среде окисляется с образованием иона $[\text{Al}(\text{OH})_6]^{3-}$. В виде какого соединения в данном случае получается магний?

ЗАНЯТИЕ №13

Тема: Свойства фосфора и его соединений.

Цели занятия:

1. Контроль и углубление знаний по основным вопросам химии фосфора и его соединений.
2. Формирование представлений о важной биологической роли фосфора, о применении его соединений в сельском хозяйстве и промышленности.
3. Развитие умений и навыков составления уравнений реакций гидролиза кислых и средних солей и окислительно-восстановительных реакций на примерах соединений фосфора.
4. Углубление теоретических знаний по химии фосфора и его соединений посредством индивидуального выполнения лабораторных опытов.
5. Закрепление правил работы в химической лаборатории с концентрированным раствором азотной кислоты при нагревании.

К занятию необходимо:

1. ИЗУЧИТЬ следующие программные вопросы: Фосфор. Общая характеристика. Аллотропы фосфора, их химическая активность. Фосфиды. Фосфин. Сравнение с соответствующими соединениями азота. Соединения фосфора с положительными степенями окисления фосфора. Галогениды фосфора, их гидролиз. Оксиды, стереохимия и природа связи, взаимодействие с водой. Фосфорноватистая и фосфористая кислоты, строение молекул, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Дифосфорная (пирофосфорная) кислота. Метафосфорные кислоты, сравнение с азотной кислотой. Производные фосфорной кислоты в живых организмах.

2. ВЫПОЛНИТЬ задания №№8-12 (см. вопросы для самоконтроля).

3. ПОДГОТОВИТЬСЯ к выполнению лабораторной учебно-исследовательской работы «Получение и свойства соединений фосфора».

ЛИТЕРАТУРА:

- [1] Лекционный материал;
- [2] Глинка Н.Л. «Общая химия», 1980-88 гг., гл. XIV, §§145-148;
- [3] Ахметов Н.С. «Общая и неорганическая химия», 1981г., часть 2, раздел П, гл.4, §2 или за 1988г., часть 2, раздел П, гл.5, §2;
- [4] Карапетянц М.Х., Дракин С.И. «Общая и неорганическая химия», 1981г., гл.7.

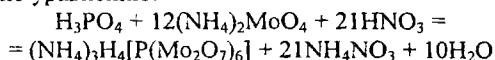
Вопросы для самоконтроля подготовленности к занятию:

1. Приведите примеры соединений фосфора с галогенами, металлами и водородом, укажите степень окисления фосфора и характерные реакции для этих соединений.
2. Изобразите строение молекул оксидов фосфора (III) и (V) и напишите уравнения реакций взаимодействия их с водой и растворами щелочей.
3. Напишите структурные формулы кислородсодержащих кислот фосфора, укажите их основность, с.о. и ковалентность фосфора.
4. Почему ортофосфорная кислота в отличие от азотной не обладает в растворе сильными окислительными свойствами?
5. Приведите примеры реакций диспропорционирования в химии фосфора.
6. Охарактеризуйте растворимость и гидролиз фосфатов. Какую реакцию среды имеют разбавленные водные растворы фосфата, гидрофосфата и дигидрофосфата калия? Ответ объясните.
7. Напишите уравнения реакций, характеризующие окислительно-восстановительные свойства гипофосфита и фосфита натрия.
8. Составьте уравнения реакций следующих превращений:
 - а) $P \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 \rightarrow P \rightarrow Ca_3P_2 \rightarrow PH_3 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow H_4P_2O_7$;
 - б) $P \rightarrow P_2O_5 \rightarrow HPO_3 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow KH_2PO_4 \rightarrow Ca(H_2PO_4)_2 \rightarrow P$.
9. Закончите уравнения окислительно-восстановительных реакций:
 - а) $P + HNO_3 \text{ (конц.)} \xrightarrow{t} \dots$
 - б) $H_3P + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow \dots$
 - в) $KH_2PO_2 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow \dots$
10. Напишите уравнения реакций получения ортофосфорной кислоты, если одним из исходных веществ является:
 - а) фосфин;
 - б) метафосфорная кислота;
 - в) гидрофосфат кальция;
 - г) фосфид кальция;
 - д) оксид фосфора (III);
 - е) гидроксоапатит.
11. Какой объем 0,2 М раствора КОН надо добавить к 400 мл 0,1 М раствора KH_2PO_4 , чтобы получить:
 - а) только гидрофосфат калия,
 - б) только ортофосфат калия,
 - в) одинаковые количества гидрофосфата и ортофосфата калия?
12. Смешали 400 мл 0,25 М раствора H_3PO_4 и 500 мл 0,44 М раствора NaOH. Определите количества образовавшихся веществ в полученном растворе.

**Учебно-исследовательская работа (УИРС):
«Получение и свойства соединений фосфора»**

Опыт 1. Получение ортофосфорной кислоты.

Выполнение работы. Внести в пробирку небольшое количество красного фосфора (не больше одного микрошпателя) и прибавить 3-5 капель концентрированного раствора азотной кислоты (плотность 1,4 г/см³). Пробирку слегка подогреть маленьким пламенем спиртовки до начала выделения газа, после чего нагревание прекратить. После охлаждения пробирки провести характерную реакцию на ион PO_4^{3-} с молибдатом аммония, протекающую по уравнению:



Для этого в цилиндрическую пробирку внести 5-6 капель насыщенного раствора молибдата аммония, подкисленного азотной кислотой, (молибденовой жидкости) и прибавить к нему каплю полученного в опыте раствора. Пробирку с раствором нагреть. Выпадение желтого осадка подтверждает получение ортофосфорной кислоты. Данная реакция является качественной реакцией открытия иона PO_4^{3-} .

Запись данных опыта. Написать:

а) уравнение реакции получения ортофосфорной кислоты, учитывая, что при этом выделяется оксид азота (II);

б) уравнение реакции обнаружения иона PO_4^{3-} действием молибдата аммония.

Опыт 2. Получение гидрофосфата кальция.

Выполнение работы. Внести в пробирку по 4-5 капель растворов хлорида кальция и гидрофосфата натрия Na_2HPO_4 .

Запись данных опыта. Отметить цвет выпавшего осадка. Написать уравнение реакции в молекулярной и ионной формах.

Опыт 3. Осаждение фосфата железа фосфата и алюминия в присутствии ацетата натрия.

Выполнение работы. В две пробирки внести по 3-4 капли растворов солей: в первую – хлорида железа (III), во вторую – хлорида или сульфата алюминия. Добавить в каждую из пробирок по 2-3 капли растворов ацетата натрия и гидрофосфата натрия Na_2HPO_4 . Отметить цвета выпавших осадков.

В данном случае в растворах солей алюминия и железа (III), буферизованных ацетатом натрия, получаются средние фосфаты этих металлов, нерастворимые в уксусной кислоте:



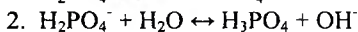
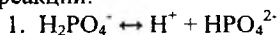
Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

Опыт 4. Гидролиз ортофосфатов натрия.

Выполнение работы. В три пробирки внести по 5-6 капель раствора нейтрального лакмуса. Одну пробирку оставить как контрольную, во вторую добавить 3-4 кристалла фосфата натрия, в третью – столько же дигидрофосфата натрия. Содержимое второй и третьей пробирок тщательно размешать чистыми стеклянными палочками до полного растворения солей. Отметить изменение окраски лакмуса по сравнению с окраской в контрольной пробирке.

Запись данных опыта. На увеличение концентрации каких ионов указывает изменение окраски лакмуса при растворении фосфата натрия и дигидрофосфата натрия? Написать уравнение первой ступени гидролиза фосфата натрия в молекулярной и ионной формах.

Кислотность водного раствора NaH_2PO_4 обусловлена тем, что из двух реакций:



первая – ионизация $\text{H}_2\text{PO}_4^{2-}$ - иона – протекает более интенсивно, чем гидролиз этого иона, так как сопровождается образованием более слабого электролита HPO_4^{2-} по сравнению с H_3PO_4 ($K_{\text{ион}}(\text{HPO}_4^{2-}) = 4,5 \cdot 10^{-12}$; $K_1(\text{H}_3\text{PO}_4) = 7,9 \cdot 10^{-3}$).

ЗАНЯТИЕ №14

Тема: Свойства соединений мышьяка, сурьмы, висмута.

Цели занятия:

1. Углубление знаний по химии элементов подгруппы мышьяка и формирование на этой основе представлений о применении этих соединений в фармации и медицине.
2. Закрепление и углубление знаний о кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойствах соединений элементов подгруппы мышьяка и закономерностях изменения этих свойств при переходе от мышьяка к висмуту и от низших степеней окисления атомов элементов к высшим степеням окисления.
3. Практическое знакомство с химическими свойствами и получением соединений сурьмы и висмута посредством выполнения лабораторных опытов.
4. Закрепление практических навыков работы в вытяжном шкафу с сероводородной и бромной водой.

К занятию необходимо:

1. **ИЗУЧИТЬ** следующие программные вопросы: общая характеристика элементов подгруппы мышьяка. Водородные соединения мышьяка,

сурьмы и висмута в сравнении с аммиаком и фосфином. Определение мышьяка по методу Марша.

Соединения мышьяка, сурьмы и висмута с положительными степенями окисления атомов элементов. Галогениды и изменение их свойств в подгруппе (азот – висмут). Оксиды и гидроксиды Э(Ш) и Э(V), их кислотнo-основная и окислительно-восстановительная характеристики. Арсениты и арсенаты, их кислотнo-основные и окислительно-восстановительные свойства. Соли катионов сурьмы (Ш) и висмута (Ш), их гидролиз. Сурьмяная кислота и её соли. Висмутаты. Неустойчивость соединений висмута(V).

Понятие о химических основах применения в медицине и фармации аммиака, оксида азота (I), нитрита и нитрата натрия, оксидов и солей мышьяка, сурьмы и висмута.

2. **ВЫПОЛНИТЬ** задания №№9-12 (см. вопросы для самоконтроля).

3. **ПОДГОТОВИТЬСЯ** к выполнению лабораторной учебно-исследовательской работы «Получение и свойства соединений сурьмы и висмута».

ЛИТЕРАТУРА:

- [1] Лекционный материал;
- [2] Глинка Н.Л. «Общая химия», 1980-88 гг., гл.XIV, §§149-151;
- [3] Ахметов Н.С. «Общая и неорганическая химия», 1981г., часть 2, раздел II, гл.4, §3 или за 1988г., часть 2, раздел II, гл.5, §3;
- [4] Карапетянц М.Х., Дракин С.И. «Общая и неорганическая химия», 1981г., гл.7.

Вопросы для самоконтроля подготовленности к занятию:

1. Как изменяется окислительно-восстановительная активность в ряду азот – висмут? Ответ объясните.
2. Как изменяются устойчивость, восстановительная способность и электронодонорные свойства в ряду H_3N , H_3P , AsH_3 , SbH_3 ?
3. Как изменяется кислотнo-основной характер оксидов и гидроксидов элементов в подгруппе мышьяка (с.о. +3 и +5)? Ответ объясните.
4. Сравните гидролизуемость следующих соединений:
 - а) AsCl_3 и KAsO_2 ;
 - б) AsCl_3 , SbCl_3 и BiCl_3 ;
 - в) SbCl_3 и SbCl_5 .Напишите уравнения реакций гидролиза этих соединений.
5. В растворе одновременно находятся ионы Sb^{3+} и Bi^{3+} . Действием каких реактивов можно разделить эти ионы?
6. Напишите уравнения реакций получения сульфидов и тиосолей мышьяка и сурьмы.
7. Составьте уравнения реакций следующих превращений:

- а) $\text{As} \rightarrow \text{AsH}_3 \rightarrow \text{As}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{As} \rightarrow \text{As}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{K}_3\text{AsS}_3 \rightarrow \text{AsO}_4^{3-}$;
 б) $\text{Bi} \rightarrow \text{Bi}^{3+} \rightarrow \text{BiO}_3^- \rightarrow \text{Bi}^{3+} \rightarrow (\text{BiO})^+ \rightarrow \text{Bi}^{3+} \rightarrow \text{Bi}^0 \rightarrow \text{BiO}_3^-$.
8. Сравните окислительную способность в водном растворе KNO_3 и KBiO_3 по отношению к нитрату марганца (II) в присутствии азотной кислоты. Напишите уравнения возможных реакций.
9. Как можно получить метависмутат натрия, имея сульфид висмута (III), бром, азотную кислоту и раствор NaOH ? Напишите уравнения протекающих реакций.
10. Закончите уравнения окислительно-восстановительных реакций:
 а) $\text{KBiO}_3 + \text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{HMnO}_4 + \dots$
 б) $\text{NaAsO}_2 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \dots$
 в) $\text{BiCl}_3 + \text{K}_2[\text{Sn}(\text{OH})_4] + \text{KOH} \rightarrow \dots$
 г) $\text{Sb}_2\text{S}_3 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$
11. Теплота образования SbCl_3 равна 383,5 кДж/моль, а реакция взаимодействия SbCl_3 с хлором протекает по уравнению $\text{SbCl}_3 + \text{Cl}_2 = \text{SbCl}_5 + 55,7 \text{ кДж}$. Вычислите теплоту образования SbCl_5 .
12. Какой объем 0,2 М раствора KMnO_4 необходимо взять для окисления 7,5 г метаарсенита натрия в щелочной среде?

Учебно-исследовательская работа (УИРС): «Получение и свойства соединений сурьмы и висмута»

Опыт 1. Гидроксиды сурьмы (III) и висмута (III) и их свойства.

Выполнение работы. В две пробирки внести по 3-4 капли раствора хлорида сурьмы (III), в две другие – столько же раствора нитрата висмута. Во все четыре пробирки прибавить по 3-5 капель 2 М раствора щелочи до выпадения осадков. В одну из пробирок с осадком гидроксида сурьмы (III) добавить несколько капель 2 М раствора хлороводородной кислоты, в другую – щелочи. Наблюдать растворение осадков в обоих случаях. Провести аналогичные опыты с гидроксидом висмута (III), заменив хлороводородную кислоту азотной кислотой. В обоих случаях растворился осадок $\text{Bi}(\text{OH})_3$?

Запись данных опыта. Отметить наблюдаемые явления во всех случаях и сделать вывод о свойствах гидроксидов сурьмы и висмута. Написать в молекулярном и ионном виде уравнения реакций получения указанных гидроксидов и их взаимодействия с кислотой и щелочью, учитывая, что в избытке щелочи гидроксид сурьмы образует комплексный анион $[\text{Sb}(\text{OH})_6]^{3-}$ - гексагидроксоантимонат (III). В какой среде наиболее устойчив этот анион? В какой среде устойчив катион Sb^{3+} ?

Опыт 2. Гидролиз солей сурьмы (III) и висмута (III).

Выполнение работы. В две пробирки отдельно внести по 3-5 капель 0,5 М растворов хлоридов сурьмы (III) и висмута (III). К каждому из

растворов добавить по 5-10 капель воды. Размешать растворы стеклянной палочкой, наблюдать их помутнение и дальнейшее выпадение осадков основных солей. (Чтобы осадок выпал быстрее, следует потереть концом палочки о стенку пробирки, что ускоряет процесс кристаллизации).

Запись данных опыта. Написать в молекулярном и ионном виде уравнения реакций гидролиза хлоридов сурьмы и висмута, протекающих с образованием основных солей $\text{Sb}(\text{OH})_2\text{Cl}$ и $\text{Bi}(\text{OH})_2\text{Cl}$, которые, отщепляя воду, переходят в хлорид антимонила SbOCl и хлорид висмута BiOCl . Которая из солей гидролизирована сильнее? Ответ мотивировать.

Опыт 3. Получение сульфида и тиосоли сурьмы (Ш).

Выполнение работы. В пробирку с раствором хлорида сурьмы (Ш) (1-2 капли) добавить 5-8 капель сероводородной воды. Отметить цвет образовавшегося осадка сульфида сурьмы (Ш). Дать осадку отстояться и, удалив пипеткой или кусочком фильтровальной бумаги избыток жидкости, добавить к нему 4-5 капель раствора сульфида аммония или натрия. Перемешать содержимое пробирки стеклянной палочкой и наблюдать растворение осадка, протекающее с образованием соли тиосурьмянистой кислоты $(\text{NH}_4)_3\text{SbS}_3$. К полученному раствору прибавить 5-6 капель 2 М раствора хлороводородной кислоты, слегка нагреть смесь и отметить снова выпадение осадка сульфида сурьмы (Ш). Что происходит с тиосолью в кислой среде?

Запись данных опыта. Написать в ионной и молекулярной формах уравнения реакций получения: сульфида сурьмы (Ш), соли тиосурьмянистой кислоты и её разрушения в кислой среде.

Опыт 4. Сульфид висмута(III) и его свойства.

Выполнение работы. В две пробирки внести по 1-2 капли раствора соли висмута (Ш) и в каждую добавить по 4-5 капель сероводородной воды. Отметить цвет образовавшегося осадка.

В одну из пробирок с полученным сульфидом висмута добавить 3-4 капли раствора сульфида аммония. Результат опыта сравнить с результатом соответствующего опыта с сульфидом сурьмы (Ш).

В другую пробирку с сульфидом висмута добавить 2-3 капли концентрированного раствора азотной кислоты. Наблюдать растворение осадка. Если осадок растворяется медленно, пробирку слегка подогреть.

Запись данных опыта. Описать проделанную работу. Написать уравнения реакции получения сульфида висмута (III). Отметить различие в свойствах сульфида сурьмы и сульфида висмута по отношению к избытку сульфида аммония. Чем объяснить это различие? Написать уравнение реакции растворения сульфида висмута в азотной кислоте, учитывая, что при этом образуется сульфат висмута (Ш), а азотная кислота восстанавливается до оксида азота (II).

Опыт 5. Действие перманганата калия на хлорид сурьмы (III) и нитрат висмута (III).

Выполнение работы. В две пробирки поместить по 2-3 капли раствора перманганата калия и 2 М раствора HCl. В одну из пробирок добавить 3-5 капель раствора хлорида сурьмы (III), в другую – столько же раствора нитрата висмута (III). Отметить обесцвечивание раствора в первой пробирке. Протекает ли аналогичная реакция во втором случае?

Запись данных опыта. Написать уравнение реакции восстановления перманганата калия до хлорида марганца (II) и окисление SbCl_3 до $\text{H}[\text{SbCl}_6]$. Отметить различную восстановительную способность ионов Sb^{3+} и Bi^{3+} .

Опыт 6. Окисление нитрата висмута (III) бромом в щелочной среде.

Выполнение работы. В пробирку внести 1-2 капли раствора соли висмута(III), 3-5 капель 2 М раствора щелочи и 4-6 капель бромной воды. Пробирку нагревать на небольшом пламени спиртовки до получения светло-коричневого осадка, в основном состоящего из метависмутата натрия NaBiO_3 .

Запись данных опыта. Написать уравнение реакции. Как изменилась степень окисления висмута в результате реакции? Написать графическую формулу метависмутата натрия. Можно ли применять его в качестве восстановителя? В качестве окислителя? Ответ мотивировать.

Опыт 7. Восстановление соли висмута (III).

Выполнение работы. В пробирку внести одну каплю раствора хлорида олова (II) и 5-6 капель 2М раствора щелочи до полного растворения выпавшего вначале осадка гидроксида олова (II). К полученному раствору добавить одну каплю раствора соли висмута (III). Отметить выпадение черного осадка металлического висмута.

Запись данных опыта. Написать уравнение реакции, учитывая, что олово (IV) в щелочной среде образует комплексный анион $[\text{Sn}(\text{OH})_6]^{2-}$, дающий соль $\text{Na}_2[\text{Sn}(\text{OH})_6]$ – гексагидроксостаннат(IV) натрия. Указать окислитель и восстановитель.

Опыт 8. Окислительные свойства соединений висмута (V).

Выполнение работы. В коническую пробирку внести 1-2 капли раствора сульфата марганца (II), 2-3 капли 2 М раствора азотной кислоты и один микрошпатель порошка метависмутата натрия. Отметить появление фиолетовой окраски, характерной для перманганат-иона.

Запись данных опыта. Написать уравнение реакции, учитывая, что метависмутат натрия переходит в нитрат висмута (III), а сульфат марганца (II) – в марганцовую кислоту.

ЗАНЯТИЕ №15

Тема: Элементы группы VI A и свойства их соединений.

Цели занятия:

1. Закрепление представлений по общей характеристике элементов VIA группы.
2. Формирование представлений о важной биологической роли кислорода и серы и применении кислорода и серы и их соединений в медицине и фармации.
3. Изучение основных вопросов химии кислородных соединений серы, закономерностей изменения кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств соединений при переходе от серы к теллуру и от низших степеней окисления атомов элементов к высшим степеням окисления.
4. Практическое изучение химических свойств кислорода и серы и их соединений, закрепление навыков работы в химической лаборатории с сероводородом.

К занятию необходимо:

1. ИЗУЧИТЬ следующие программные вопросы: общая характеристика элементов группы VIA.

Кислород. Общая характеристика. Роль кислорода как одного из наиболее распространенных элементов и составной части большинства неорганических соединений. Особенности электронной структуры молекулы дикислорода. Химическая активность дикислорода. Молекула O_2 в качестве лиганда в оксигемоглобине. Трикислород (озон), стереохимия и природа связей. Химическая активность озона в сравнении с дикислородом (реакция с растворами иодидов). Классификация кислородных соединений и их общие свойства (в том числе бинарные соединения: оксиды, пероксиды, озониды, супероксиды (надпероксиды или гипероксиды)).

Водород пероксид, его кислотно-основная и окислительно-восстановительная характеристики, применение в медицине. Соединения кислорода со фтором. Биологическая роль кислорода. Химические основы применения дикислорода и озона, а также соединений кислорода в медицине и фармации.

Сера. Общая характеристика. Способность к образованию гомоцепей.

Соединения серы в отрицательных степенях окисления. Водород сульфид (сероводород), кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Сульфиды металлов и неметаллов, их растворимость в воде и гидролиз. Полисульфиды, кислотно-основная и окис-

лительно-восстановительная характеристики, устойчивость. Соединения серы с галогенами.

Соединения серы (IV) – оксид, хлорид, оксодихлорид (хлористый тионил), сернистая кислота, сульфиты, водородсульфиты (гидросульфиты). Их кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Восстановление сульфитов до дитионистой кислоты и дитионитов. Взаимодействие сульфитов с серой с образованием тиосульфатов. Свойства тиосульфатов: реакции с кислотами, окислителями (в том числе с диюдом), катионами-комплексобразователями. Политионаты, особенности их строения и свойства.

Соединения серы (VI) – оксид, гексафторид, диоксодихлорид (сульфурилхлорид), серная кислота и её производные – сульфаты, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Олеум. Дисерная (пиросерная) кислота. Пероксомоносерная и пероксодисерная кислоты и соли. Окислительные свойства пероксосульфатов.

Биологическая роль серы (сульфгидрильные группы и дисульфидные мостики в белках). Химические основы применения серы и её соединений в медицине, фармации и фармацевтическом анализе.

Селен и теллур. Общая характеристика. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства водородных соединений и их солей. Оксиды и кислоты, их кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства (в сравнении с подобными соединениями серы). Биологическая роль селена.

2. **ВЫПОЛНИТЬ** задания №№10-15 (см. вопросы для самоконтроля).

3. **ПОДГОТОВИТЬСЯ** к выполнению лабораторной учебно-исследовательской работы «Получение и свойства соединений кислорода и серы».

ЛИТЕРАТУРА:

- [1] Лекционный материал;
- [2] Глинка Н.Л. «Общая химия», 1980-88 гг., гл.ХШ, §§123-135;
- [3] Ахметов Н.С. «Общая и неорганическая химия», 1981г., часть 2, раздел П, гл.3, §1-3 или за 1988г., часть 2, раздел П, гл.4, §1-3;
- [4] Карапетьянц М.Х., Дракин С.И. «Общая и неорганическая химия», 1981г., с.435-458.

Вопросы для самоконтроля подготовленности к занятию:

1. Составьте электронную формулу и энергетическую диаграмму распределения электронов по молекулярным орбиталям в молекуле O_2 и укажите порядок связи.
2. Могут ли атомы кислорода в соединениях иметь положительные степени окисления? Объясните и приведите примеры.

3. Как изменится энтропия и энергия Гиббса при переходе O_2 в O_3 по реакции $3O_2 \leftrightarrow 2O_3 - Q$? Может ли этот переход осуществляться самопроизвольно? Как влияет повышение температуры и давления на выход озона?
4. Напишите уравнения ступенчатой ионизации сероводородной кислоты. Как будет смещаться равновесие ионизации при прибавлении:
 - а) соляной кислоты;
 - б) нитрата свинца (II);
 - в) щелочи?
5. Какое из веществ: H_2S , H_2Se , H_2Te
 - а) более сильный восстановитель;
 - б) более устойчиво термически;
 - в) при растворении в воде образует более сильную кислоту?
6. Можно ли в качестве осушителя для сероводорода и иодоводорода применять концентрированный раствор серной кислоты? Ответ объясните.
7. Охарактеризуйте окислительные свойства разбавленного и концентрированного раствора серной кислоты. Приведите примеры.
8. Охарактеризуйте растворимость и гидролиз сульфидов, сульфитов и сульфатов. Какая из солей сильнее подвергается гидролизу: $NaHS$, Na_2S , Na_2SO_3 и Na_2SO_4 ?
9. Напишите уравнения реакций взаимодействия раствора тиосульфата натрия:
 - а) с соляной кислотой;
 - б) с хлором;
 - в) с йодом;
 - г) с бромидом серебра.
10. Составьте уравнения реакций следующих превращений:
 - а) $Se \rightarrow Se^{2-} \rightarrow SeO_2 \rightarrow SeO_3^{2-} \rightarrow SeO_4^{2-} \rightarrow SeO_2$.
 - б) $FeS_2 \rightarrow SO_2 \rightarrow S_2O_3^{2-} \rightarrow SO_4^{2-} \rightarrow H_2S \rightarrow SO_3^{2-}$.
11. Получите тиосульфат, имея металлический натрий, серу и графит. Охарактеризуйте устойчивость этой соли и её растворимость в воде.
12. Закончите уравнения окислительно-восстановительных реакций:
 - а) $Na_2S_2O_3 + NaClO + NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + \dots$
 - б) $Na_2SeO_3 + Cl_2 + H_2O \rightarrow \dots$
 - в) $TeO_2 + H_2O_2 \rightarrow H_6TeO_6 + \dots$
 - г) $H_2O_2 + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow \dots$
 - д) $SO_2 + Br_2 + H_2O \rightarrow \dots$
13. Определите водородный показатель 0,05 М раствора H_2S , если константа ионизации сероводородной кислоты по первой ступени при $25^\circ C$ равна $9 \cdot 10^{-8}$.
14. Вычислите молярность и моляльность 30%-ного раствора ($\rho = 1,224 \text{ г/см}^3$) серной кислоты. Чему равна молярная концентрация эквивалента серной кислоты в этом растворе?

15. Рассчитайте, сколько граммов Ag_2SO_4 можно растворить в 5 дм³ воды, если при данной температуре константа растворимости (произведение растворимости) этой соли равна $7,7 \cdot 10^{-5}$.

Учебно-исследовательская работа (УИРС):
«Получение и свойства соединений кислорода и серы»

Опыт 1. Получение сероводорода и его горение.

Выполнение работы. Пробирку, на 1/3 наполненную мелкими кусочками сульфида железа (II), закрепить в штативе. Добавить в нее 5-6 капель раствора хлороводородной кислоты (плотность 1,19 г/см³). Быстро закрыть пробирку пробкой с отводной трубкой. Выделяющийся газ зажечь у конца отводной трубки. Над пламенем горящего газа поддержать смоченную дистиллированной водой синюю лакмусовую бумажку. Объяснить изменение её цвета.

Запись данных опыта. Отметить наблюдаемые явления. Написать уравнения реакций: а) получения сероводорода; б) его полного сгорания; в) взаимодействия с водой газа, полученного при горении сероводорода.

Указать, какая из этих реакций относится к окислительно-восстановительной.

Опыт 2. Восстановительные свойства сероводорода.

Выполнение работы. В две пробирки внести следующие растворы: в первую – 5 капель раствора перманганата калия и 2 капли 1 М раствора серной кислоты, во вторую – столько же раствора дихромата калия и той же кислоты. В каждую из пробирок добавлять по каплям сероводородную воду до изменения окраски каждого раствора и его помутнения вследствие выделения серы.

Запись данных опыта. Написать уравнения соответствующих реакций, учитывая, что MnO_4^- - ион переходит в ион Mn^{2+} , а $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ -ион переходит в ион Cr^{3+} .

Опыт 3. Получение малорастворимых сульфидов.

Выполнение работы. В две пробирки внести отдельно по 3-4 капли растворов сульфата марганца (II) и нитрата свинца (II). В каждый раствор добавить по 2-4 капли раствора сульфида аммония. Наблюдать выпадение осадков сульфида марганца (II) и сульфида свинца (II). К полученным осадкам прибавить по 2-3 капли 2 М раствора азотной кислоты. Какой сульфид растворился? Возможно ли его образование в кислой среде?

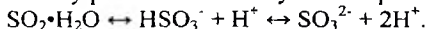
В две пробирки с растворами тех же солей марганца и свинца добавить по 3-4 капли сероводородной воды. В каком случае образование осадка не наблюдалось? Почему?

Запись данных опыта. Написать в молекулярном и ионном виде уравнения реакций получения сульфидов марганца и свинца. Указать их цвет. Написать уравнение реакции растворения MnS в кислоте. Пользуясь значениями PR_{MnS} и PR_{PbS} , а также правилом произведения растворимости, объяснить: а) различные результаты действия H_2S и $(NH_4)_2S$ на соль марганца; б) образование осадка PbS в обоих случаях. (Образование черного осадка PbS может служить качественной реакцией обнаружения иона S^{2-}).

Опыт 4. Получение оксида серы (IV) и его растворение в воде.

Выполнение работы. Приготовить пробирку с раствором нейтрального лакмуса. Другую пробирку наполнить на 1/3 её объема кристаллами сульфита натрия, добавить 6-8 капель 2 М раствора серной кислоты и быстро закрыть пробкой с отводной трубкой. Выделяющийся газ пропустить в пробирки с раствором нейтрального лакмуса в течение 2-3 мин. Если выделение газа идет недостаточно энергично, пробирку осторожно подогреть. На какие свойства водного раствора SO_2 указывает окраска лакмуса?

Запись данных опыта. Написать уравнения реакций получения сернистого газа, его взаимодействия с водой, протекающего с образованием гидрата $SO_2 \cdot H_2O$, и схему равновесия в полученном растворе:



Как сместится это равновесие при добавлении щелочи?

Опыт 5. Окислительные и восстановительные свойства оксида серы(IV).

Выполнение работы. В две пробирки, из которых одна с сероводородной, другая с иодной водой (по 3-5 капель), добавить по несколько капель полученного в опыте 4 водного раствора SO_2 . Отметить происходящие изменения в растворах.

Запись данных опыта. Написать уравнения соответствующих реакций и указать, какие свойства проявляет оксид серы (IV) в том и другом случае.

Опыт 6. Восстановительные свойства SO_3^{2-} -иона.

Выполнение работы. В пробирку, содержащую 5-6 капель раствора перманганата калия и 3-4 капли 2 М раствора хлороводородной кислоты, прибавить несколько кристалликов сульфита натрия. Отметить обесцвечивание раствора в связи с переходом иона MnO_4^- в ион Mn^{2+} . В какое соединение при этом перешел сульфит натрия? Учтя, что сульфит бария растворим в азотной кислоте, а сульфат бария нерастворим, убедиться в переходе иона SO_3^{2-} в ион SO_4^{2-} , для чего в полученный раствор добавить 1-2 капли 2 М раствора азотной кислоты и столько же раствора хлорида бария. Какое соединение выпало в осадок? Отметить наблюдаемые явления и написать уравнения всех протекающих реакций.

Опыт 7. Дегидратирующие свойства серной кислоты.

Выполнение работы. На листочке фильтровальной бумаги с помощью стеклянной палочки сделать надпись 1 М раствором серной кислоты. Бумагу просушить, держа высоко над пламенем спиртовки. Отметить и объяснить почернение бумаги. Какое свойство проявляет концентрированный раствор серной кислоты в этом опыте?

Опыт 8. Взаимодействие разбавленного раствора серной кислоты с металлами.

Выполнение работы. В три пробирки внести по 5-8 капель 1 М раствора серной кислоты и по 2-3 кусочка металлов: в первую – цинка, во вторую – железа, в третью – меди. Если реакция идет медленно, слегка подогреть пробирки небольшим пламенем спиртовки.

Запись данных опыта. В каком случае реакция не идет? Почему? Написать уравнения протекающих реакций. Какой элемент в этих реакциях является окислителем?

Опыт 9. Взаимодействие концентрированного раствора серной кислоты с медью.

Выполнение работы. В пробирку поместить 1-2 кусочка медной стружки и прилить 5-10 капель концентрированного раствора серной кислоты (плотность $1,84 \text{ г/см}^3$). Пробирку нагреть небольшим пламенем спиртовки. Влажную синюю лакмусовую бумажку поднести к выделяющемуся газу. Отметить изменение окраски лакмусовой бумажки. По запаху (осторожно!) определить, какой газ выделяется.

Содержимое пробирки охладить и растворить, прибавив 8-10 капель дистиллированной воды. Перенести пипеткой некоторое количество раствора в чистую пробирку. Отметить окраску раствора. Для какого иона характерна эта окраска?

Запись данных опыта. Описать наблюдаемые явления. Ответить на поставленные вопросы. Написать уравнение реакции и указать, какой элемент в молекуле серной кислоты является окислителем?

Опыт 10. Различная растворимость сульфита и сульфата бария в кислоте.

Выполнение работы. В двух пробирках получить обменной реакцией сульфит и сульфат бария, для чего взять по 3-4 капли растворов соответствующих солей. Наблюдать образование осадков в обеих пробирках. Сравнить растворимость сульфита и сульфата бария в кислоте, добавив в обе пробирки по 1-2 капли 2 М раствора азотной кислоты. Что наблюдается? Можно ли этой реакцией различить ионы SO_3^{2-} и SO_4^{2-} ?

Запись данных опыта. Написать уравнения реакций получения сульфата и сульфита бария и растворения последнего в растворе кислоты.

Опыт 11. Неустойчивость тиосульфата натрия в кислой среде.

Выполнение работы. Внести в пробирку 5-6 капель раствора тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и 3-4 капли 1 М раствора серной кислоты.

Запись данных опыта. Отметить выпадение серы. По запаху определить, какой газ выделился. Привести графическую формулу тиосульфата натрия. Написать уравнение реакции взаимодействия тиосульфата натрия с серной кислотой. Указать окислитель и восстановитель.

ЗАНЯТИЕ №16

Тема: Элементы группы VPA и свойства их соединений.

Цели занятия:

1. Изучение основных положений и закономерностей химии галогенов, знакомство с биологической ролью галогенов и применением их соединений в медицине и фармации.
2. Закрепление знаний о закономерностях изменения кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств соединений с изменением степени окисления элемента на примере соединений хлора.
3. Практическое знакомство с химическими свойствами галогенов и их соединений, закрепление навыков работы в вытяжном шкафу с галогенами.

К занятию необходимо:

1. ИЗУЧИТЬ следующие программные вопросы: общая характеристика галогенов. Особые свойства фтора как наиболее электроотрицательного элемента. Простые вещества, их химическая активность.

Соединения галогенов с водородом. Растворимость в воде. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Ионные и ковалентные галогениды, их отношение к действию воды, окислителей и восстановителей. Способность фторид-иона как жесткого основания (лиганда) замещать кислород (например, в соединениях кремния). Галогенид-ионы как лиганды в комплексных соединениях.

Галогены в положительных степенях окисления. Соединения с кислородом и друг с другом. Взаимодействие галогенов с водой и водными растворами щелочей. Кислородные кислоты хлора и их соли. Стереохимия и природа связей. Устойчивость в свободном состоянии и в растворах, изменение кислотных и окислительно-восстановительных свойств в зависимости от валентного состояния хлора. Хлорная известь. Хлораты, броматы и иодаты. Биологическая роль фтора, хлора, брома и йода. Понятие о химизме бактерицидного действия хлора и йода. Применение в медицине и

фармации хлорной извести, хлорной воды, препаратов активного хлора, йода, а также соляной кислоты, фторидов, хлоридов, бромидов и иодидов.

2. **ВЫПОЛНИТЬ** задания №№7-11 (см. вопросы для самоконтроля).

3. **ПОДГОТОВИТЬСЯ** к выполнению лабораторной учебно-исследовательской работы «Получение и свойства соединений галогенов».

ЛИТЕРАТУРА:

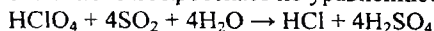
- [1] Лекционный материал;
- [2] Глинка Н.Л. «Общая химия», 1980-88 гг., гл.ХП, §§118-122;
- [3] Ахметов Н.С. «Общая и неорганическая химия», 1981г., часть 2, раздел П, гл.2, §2-4 или за 1988г., часть 2, раздел П, гл.3, §§1-3;
- [4] Карапетьянц М.Х., Дракин С.И. «Общая и неорганическая химия», 1981г., гл.7, с.468-483.

Вопросы для самоконтроля подготовленности к занятию:

1. Составьте электронную формулу и энергетическую диаграмму распределения электронов по молекулярным орбиталям в молекуле F_2 .
2. Напишите уравнение реакции гидролиза хлора. Как влияет на равновесие гидролиза добавление к хлорной воде:
 - а) соляной кислоты,
 - б) щёлочи,
 - в) хлорида натрия?
3. Объясните, как изменяются восстановительная способность и сила кислот в ряду галогеноводородных кислот.
4. Изобразите структурные формулы, сравните силу и окислительные свойства кислородсодержащих кислот галогенов.
5. Охарактеризуйте реакции диспропорционирования галогенов и их соединений. Приведите примеры.
6. Составьте уравнения реакций следующих превращений:
 $HCl \rightarrow Cl_2 \rightarrow CaOCl_2 \rightarrow ClO_3^- \rightarrow Cl_2 \rightarrow HClO \rightarrow Cl_2O \rightarrow Cl_2O_7 \rightarrow ClO_3^-$
7. Какая из указанных ниже солей будет в водном растворе при одинаковых условиях сильнее подвергаться гидролизу: $NaOCl$, $NaCl$, $NaClO_2$, $NaClO_3$, NH_4OCl ? Как можно уменьшить степень гидролиза каждой из этих солей?
8. Закончите уравнения окислительно-восстановительных реакций:
 - а) $NaOCl + FeSO_4 + H_2SO_4 \rightarrow \dots$
 - б) $Cl_2 + J_2 + H_2O \rightarrow HJO_3 + \dots$
 - в) $KJ + MnO_2 + H_2SO_4 \rightarrow \dots$
 - г) $Cl_2 + NaOH + MnO_2 \rightarrow \dots$
9. Определите pH 0,01 М растворов $HClO$ и $HClO_2$, если константы ионизации этих кислот при 25°C соответственно равны $3,4 \cdot 10^{-8}$ и $1,1 \cdot 10^{-2}$.

10. Определите, сколько граммов бромной воды потребуется для окисления 7,6 г сульфата железа (II) в сернокислом растворе, если в 1000 г воды при данной температуре растворяется 30 г Br_2 ?

11. В 500 мл раствора содержится 5 г HClO_4 . Определите молярную концентрацию эквивалента HClO_4 в этом растворе, если химическая реакция с участием этой кислоты протекает по уравнению:



Учебно-исследовательская работа (УИРС): «Получение и свойства соединений галогенов»

Опыт 1. Получение хлора (демонстрационный).

Выполнение работы. В две пробирки отдельно внести по 2-3 кристалликов KMnO_4 и $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. В обе пробирки добавить по 2-3 капли концентрированного раствора хлороводородной кислоты (плотность 1,19 г/см³). Вторую пробирку слегка подогреть. Наблюдать выделение хлора.

Запись данных опыта. Отметить окраску хлора. Написать уравнения протекающих реакций, учитывая, что дихромат калия переходит в хлорид хрома (III), а перманганат калия – в хлорид марганца (II). Указать окислитель и восстановитель.

Опыт 2. Растворимость брома и йода в органических растворителях.

Выполнение работы. В две пробирки отдельно внести по 2-3 капли бромной и йодной воды. Добавить в каждую пробирку по 5-6 капель какого-либо органического растворителя и перемешать стеклянной палочкой. Отметить окраску отстоявшихся слоев в пробирках (органический растворитель экстрагирует бром и йод из водного раствора). Какие галогены можно обнаружить этим опытом?

Опыт 3. Окислительные свойства галогенов.

Выполнение работы. В три пробирки внести по 3-5 капель хлорной, бромной и йодной воды. Добавить к хлорной воде несколько капель сероводородной воды до появления мути. К бромной и йодной воде добавить порошок магния или алюминия. Перемешать растворы стеклянной палочкой и отметить их обесцвечивание. Написать уравнения всех протекающих реакций. Какие свойства во всех случаях проявляют галогены?

Опыт 4. Сравнение восстановительных свойств галогенидов.

а) Восстановление дихромата калия.

Выполнение работы. В три пробирки внести по 2-4 капли раствора дихромата калия, подкисленного 1 М раствором серной кислоты (1-2 капли). Добавить по 2-3 капли в первую пробирку раствора иодида калия, во вторую – столько же раствора какого-либо бромида и в третью – раствора

хлорида натрия. Растворы перемешать чистой стеклянной палочкой. В каком случае восстановление дихромата не произошло?

Запись данных опыта. Написать уравнения протекающих реакций, учитывая, что дихромат калия, восстанавливаясь, переходит в сульфат хрома (III). Как изменялась при этом степень окисления соответствующих галогенов? Что при этом наблюдалось? Как изменяется восстановительная способность галогенид-ионов (Cl^- , Br^- , I^-)?

б) Восстановление хлорида железа (III).

Выполнение работы. Прodelать опыт, аналогичный опыту 4а, заменив раствор дихромата калия раствором хлорида железа (III).

Запись данных опыта. Что наблюдали? В каком случае произошло восстановление FeCl_3 и соответственно окисление галогенид-иона? Сходятся ли результаты опытов 4а и 4б с относительными значениями стандартных электродных потенциалов соответствующих окислительно-восстановительных систем? Как изменяется восстановительная способность отрицательных ионов галогенов? Расположить их в ряд по возрастающей восстановительной активности.

Опыт 5. Характерные реакции на ионы галогенов (Cl^- , Br^- , I^-).

Выполнение работы. Образование осадков AgCl , AgBr и AgI является характерной реакцией на ионы галогенов. Получить указанные вещества реакцией обмена. Необходимые растворы соответствующих солей брать в количестве 4-5 капель. К полученным осадкам добавить по 2-3 капли 2М раствора азотной кислоты. Наблюдается ли их растворение?

Запись данных опыта. Написать в молекулярной и ионной формах уравнения протекающих реакций, отметить цвета полученных осадков и результат действия на них раствора азотной кислоты.

ЗАНЯТИЕ №17

Тема: р-элементы и их соединения (*контрольная работа*).

Цели занятия:


1. Выяснение уровня знаний и усвоения программного материала по элементам IIIA – VIIA групп ПСЭ.
2. Контроль умений и навыков обобщать и систематизировать теоретический материал и применять теоретические знания для практических целей и решения задач.
3. Закрепление умений и навыков излагать ответ на контрольные вопросы грамотным химическим языком.

К занятию необходимо:

1.ПОВТОРИТЬ изученный на занятиях №10-16 программный материал.

2. ПОВТОРИТЬ решения типовых расчетных задач и упражнений к занятиям №10-16.

3. ПОДГОТОВИТЬСЯ к выполнению контрольной работы.

 **ЛИТЕРАТУРА:** см. соответствующие пункты к занятиям №10-16.

В содержание контрольной работы включены:

1. Теоретические вопросы из перечня вопросов по изученным темам.
2. Расчетные задачи.

Примечание: К контрольной работе допускаются студенты, не имеющие задолженностей по занятиям.

ЗАНЯТИЕ №18

Тема: Итоговое (зачетное) практическое занятие.

Цели занятия:

1. Закрепление знаний программного материала по всем изученным во втором семестре темам.
2. Закрепление умений и навыков применять теоретические знания для практических целей и решения задач.

К занятию необходимо:

1.ПОВТОРИТЬ изученный на занятиях №1-16 программный материал.

2. ПОВТОРИТЬ решения типовых расчетных задач и упражнений к занятиям №1-16.

 **ЛИТЕРАТУРА:** см. соответствующие пункты к занятиям №1-16.

РЕКОМЕНДАЦИИ ПО САМОПОДГОТОВКЕ К ЭКЗАМЕНУ

1. Основными источниками при подготовке к экзамену являются:
 - лекционный материал;
 - учебники и учебные пособия по общей и неорганической химии;
 - протоколы отчетов по лабораторным работам (УИРС) и руководство к лабораторно-практическим занятиям по общей и неорганической химии.
2. При подготовке к экзамену обязательно следует обращать особое внимание на вопросы, связанные с биологической ролью биогенных элементов и применением их соединений в медицине и фармации.
3. Просмотреть протоколы лабораторных работ с целью закрепления в памяти основной сущности и содержания эксперимента.
4. Повторить решение типовых задач.

ПЕРЕЧЕНЬ ЗНАНИЙ, УМЕНИЙ И НАВЫКОВ, ПРИОБРЕТАЕМЫХ СТУДЕНТАМИ ПРИ ИЗУЧЕНИИ КУРСА ОБЩЕЙ и НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

Студенты должны знать:

1. Значение общей и неорганической химии для практической деятельности провизора.
2. Основные закономерности протекания химических реакций (энергетика, направление протекания химических реакций; скорость химических реакций; химическое равновесие).
3. Способы выражения концентраций растворов и применение растворов различной концентрации в фармации и медицине.
4. Теории кислот и оснований; определение рН растворов; условия выпадения и растворения осадков.
5. Принципы составления и условия протекания реакций с переносом электронов.

6. Теорию строения веществ (электронные оболочки атомов, природа химической связи и строение химических соединений).
7. Теорию строения комплексных соединений, их биологическую роль и применение в фармации и медицине.
8. Химию s-, p- и d- элементов и их соединений, биологическую роль и применение в фармации и медицине.

Студенты должны уметь:

1. Самостоятельно работать со справочной и учебной литературой.
2. Работать с химическими реактивами, приборами и пользоваться посудой, соблюдая правила техники безопасности.
3. Рассчитывать энергетические характеристики химических процессов, а также равновесные концентрации веществ по известным исходным концентрациям веществ и константе равновесия.
4. Рассчитывать количества компонентов растворов заданной концентрации и приготавливать растворы определенной концентрации.
5. Прогнозировать вероятные продукты окислительно-восстановительных (ОВ) реакций и проводить количественные расчеты по уравнениям ОВ реакций.
6. Прогнозировать свойства атомов химических элементов, строение и свойства их соединений, применяемых в фармации.
7. Составлять формулы комплексных соединений (КС), описывать реакции образования и диссоциации КС в растворах, характеризовать химические основы применения КС в фармации и медицине.
8. Проводить количественные расчеты по превращениям неорганических веществ.
9. Использовать свойства химических элементов и их соединений для решения учебных (в последующих дисциплинах) и профессиональных задач применения в фармации и медицине.
10. Проводить простой учебно-исследовательский эксперимент, выполнять расчеты, оформлять результаты, формулировать выводы.

ПРОГРАММНЫЕ ВОПРОСЫ ПО ОБЩЕЙ И НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ ДЛЯ КУРСОВОГО ЭКЗАМЕНА

Общая химия

1. Поглощение и выделение энергии при химических превращениях. Внутренняя энергия и энтальпия. Тепловой эффект реакции ΔH^0 .
2. Закон Гесса и его применение для расчетов тепловых эффектов реакций с использованием стандартных теплот образования веществ.
3. Энтропия как мера неупорядоченности системы. Уравнение Больцмана.
4. Энергия Гиббса как критерий самопроизвольного протекания процесса. Термодинамическая устойчивость химических соединений.
5. Обратимые и необратимые по направлению химические реакции. Качественная характеристика состояния химического равновесия и его отличие от кинетически заторможенного состояния системы.
6. Закон химического равновесия (закон действующих масс) и его сущность.
7. Константа равновесия и ее связь со стандартным изменением энергии Гиббса процесса. Определение направления протекания реакции по константе равновесия в зависимости от соотношения концентрации реагентов.
8. Определение смещения химического равновесия при изменении условий на основании принципа Ле-Шателье.
9. Средняя и мгновенная скорость химической реакции.
10. Простые и сложные реакции. Факторы, влияющие на скорость химических реакций в гомогенных и гетерогенных системах.
11. Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ. Константа скорости химической реакции.
12. Зависимость скорости химической реакции от температуры. Уравнение Аррениуса. Энергия активации химической реакции.
13. Энергия активации каталитической реакции и сущность действия катализатора. Понятие о ферментативном катализе в биологических системах.

14. Учение о растворах. Основные определения: раствор, растворитель, растворенное вещество, растворимость. Растворы газообразных, жидких и твердых веществ.
15. Вода как один из наиболее распространенных растворителей в биосфере и химической технологии. Роль водных растворов в жизнедеятельности организмов.
16. Процесс растворения как физико-химическое явление. Термодинамика процесса растворения.
17. Растворимость газов в жидкостях и ее зависимость от температуры и давления. Законы Генри, Генри-Дальтона. Влияние на растворимость физико-химических свойств газа и растворителя. Зависимость растворимости газа от концентрации электролита в растворе (закон Сеченова).
18. Понижение давления насыщенного пара растворителя над раствором (закон Рауля), повышение температуры кипения и понижение температуры замерзания (кристаллизации) растворов.
19. Осмос. Осмотическое давление растворов неэлектролитов и электролитов. Закон Вант-Гоффа. Изотонический коэффициент. Гипо-, изо- и гипертонические растворы. Роль осмоса и осмотического давления в биологических системах. Плазмолиз, гемолиз, тургор.
20. Состояние ионов в водных растворах. Гидратация. Аквакомплексы. Растворы слабых электролитов. Применение закона действующих масс к ионизации слабых электролитов. Константа ионизации.
21. Закон разбавления Оствальда. Ступенчатый характер ионизации слабых электролитов. Смещение равновесия ионизации в растворах слабых электролитов.
22. Представления о теории сильных электролитов. Ионная сила растворов, коэффициент активности и активность ионов сильных электролитов в растворах.
23. Равновесие между раствором и осадком малорастворимого электролита. Константа растворимости (произведение растворимости). Условия растворения и осаждения осадков.
24. Ионизация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель - pH ; pH растворов сильных и слабых кислот и оснований.

25. Теории кислот и оснований (Аррениуса, Льюиса, Бренстеда и Лоури). Основные понятия: кислота, основание, протолитическая реакция, кислотно-основные пары. Константа кислотности (K_a) и константа основности (K_b).
26. Процессы ионизации, нейтрализации, гидролиза с точки зрения различных теорий кислот и оснований.
27. Гидролиз катионов, анионов и совместный гидролиз. pH растворов гидролизующихся солей. Степень и константа гидролиза солей. Смещение равновесия процесса гидролиза.
28. Амфотерные электролиты (амфолиты). Растворение амфотерных гидроксидов в сильных кислотах и основаниях.
29. Роль ионных, в том числе кислотно-основных, взаимодействий при метаболизме лекарств, в анализе лекарственных препаратов, при приготовлении лекарственных смесей. Химическая несовместимость лекарственных веществ.
30. Электронная теория окислительно-восстановительных реакций. Сопряженные пары окислитель-восстановитель. Влияние pH среды на направление реакций окисления-восстановления и характер образующихся продуктов. Роль ОВ процессов в метаболизме. Примеры.
31. Окислительно-восстановительные свойства элементов и их соединений в зависимости от положения элементов в ПСЭ и степени окисления элементов в соединениях. ОВ двойственность. Примеры.
32. Окислительно-восстановительные потенциалы полуреакций (электродные потенциалы). Определение направления протекания ОВ реакций по разности стандартных электродных потенциалов. Примеры.
33. Квантовый характер поглощения и излучения энергии атомами (Планк). Корпускулярно-волновой дуализм микрочастиц. Уравнение де-Бройля. Волновые свойства частиц и принцип неопределенности.
34. Характер движения электронов в атоме. Электронное облако. Волновая функция и представление об уравнении Шредингера.
35. Энергетические уровни электрона в атоме. Главное квантовое число. Орбитальное квантовое число. Форма s-, p-, d- орбиталей атома. Энергетические подуровни электронов в атомах. Порядок возрастания энергии подуровней.

36. Магнитное квантовое число и пространственная ориентация p - и d - орбиталей. Спиновое квантовое число.
37. Принцип Паули. Принцип наименьшей энергии. Правило Гунда (Хунда). Электронные формулы и электронно-структурные схемы атомов. Основное, возбужденное и ионизированное состояние атомов.
38. Структура периодической системы элементов: периоды, группы, семейства, s -, p -, d -, f - классификация элементов (блоки). Длиннопериодный и короткопериодный варианты системы.
39. Периодический характер изменения свойств атомов элементов: радиус, энергия ионизации, энергия сродства к электрону, относительная электроотрицательность. Периодический характер изменения свойств простых веществ, оксидов и водородных соединений элементов.
40. Экспериментальные характеристики химических связей: энергия, длина, направленность, полярность. Экспериментальная кривая потенциальной энергии молекулы водорода (по Гейтлеру-Лондону).
41. Метод валентных связей. Двухэлектронная химическая связь на примере молекулы водорода. Обменный и донорно-акцепторный механизм образования связи. Кратность связи. Сигма и пи-связи и их образование при перекрывании s -, p -, d -орбиталей. Насыщаемость ковалентной связи.
42. Пространственное строение молекул. Направленность ковалентной связи. Длины связей и валентные углы. Гибридизация атомных орбиталей.
43. Полярность ковалентной связи. Применение относительных электроотрицательностей атомов для приближенной оценки полярности связи. Эффективные заряды атомов в молекулах. Полярные и неполярные молекулы.
44. Метод молекулярных орбиталей (ММО). Связывающие, разрыхляющие МО. Заполнение МО электронами в молекулах, образованных атомами и ионами элементов 1-го и 2-го периодов ПСЭ. Кратность (порядок) связи в ММО.
45. Межмолекулярное взаимодействие и его природа. Энергия межмолекулярного взаимодействия. Ориентационное, индукционное и дисперсионное взаимодействия.

46. Водородная связь и ее природа. Разновидности водородных связей. Биологическая роль водородной связи.
47. Современное содержание понятия «комплексные соединения». Структура комплексных соединений.
48. Природа химических связей в комплексных соединениях (метод валентных связей). Способность атомов различных элементов к образованию комплексных соединений. Понятие о жестких и мягких кислотах и основаниях в комплексных соединениях.
49. Образование и диссоциация комплексных соединений в растворах. Константы образования, константы устойчивости и константы нестойкости комплексов.
50. Классификация и номенклатура комплексных соединений. Катионные и анионные комплексы. Комплексные кислоты, основания, соли. Карбонилы металлов. Хелатные и макроциклические комплексные соединения.
51. Биологическая роль комплексных соединений. Металлоферменты. Понятие о строении их активных центров. Применение комплексных соединений в медицине и фармации.

Химия элементов

1. Водород. Особенности положения в периодической системе элементов. Типичные реакции с простыми и сложными веществами. Ион водорода и ион гидроксония. Вода, ее свойства. Аквакомплексы и кристаллогидраты. Получение чистой воды.
2. Водород пероксид. Получение, его КО и ОВ характеристики. Окислительно-восстановительная двойственность. Применение в медицине и фармации.
3. Элементы группы IA (щелочные металлы). Общая характеристика, свойства щелочных металлов. Оксиды и гидроксиды. Пероксиды и надпероксиды, их свойства.
4. Гидриды щелочных металлов, их свойства. Образование комплексных соединений ионами металлов IA и IIA групп. Макроциклические ком-

- плексы. Биологическая роль элементов групп IA и IIA и применение их соединений в медицине и фармации.
5. Элементы группы IIA. Общая характеристика, их свойства в сравнении со свойствами элементов IA группы. Бериллий. Амфотерность оксида и гидроксида, гидролиз солей. Фторобериллаты.
 6. Магний. Магний оксид и гидроксид. Растворимость солей в воде. Применение в медицине. Ион магния как комплексообразователь. Хлорофилл.
 7. Элементы подгруппы кальция (щелочноземельные металлы). Общая характеристика. Физико-химические свойства оксидов, гидроксидов, пероксидов и солей. Сходство ионов кальция и стронция, изоморфное замещение. Жесткость воды, методы устранения жесткости.
 8. Химия d-элементов. Общая характеристика: переменные степени окисления, образование комплексных соединений, окраска соединений. Вторичная периодичность в семействах d-элементов. Лантаноидное сжатие.
 9. Элементы группы YIB. Общая характеристика. Хром, его химическая активность. Соединения хрома (II) и (III), их КО и ОВ характеристики. Амфотерность гидроксида хрома (III). Растворимость и гидролиз солей. Комплексные соединения хрома (III) и хрома (II).
 10. Соединения хрома (YI). Хром (YI) оксид, хромовая и дихромовая кислоты. Хроматы и дихроматы, равновесие в растворах. Окислительные свойства хроматов и дихроматов, зависимость от pH среды. Биологическое значение хрома и молибдена в организмах, применение их соединений в фармации (фармацевтический анализ).
 11. Элементы группы YII B. Общая характеристика. Марганец, его химическая активность. Свойства оксида и гидроксида марганца (II). Соли марганца (II), растворимость и гидролиз. Комплексные соединения марганца (II) и марганца (III).
 12. Марганец(IV) оксид. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства, влияние pH. Соединения марганца (YI): манганаты, их образование, термическая устойчивость, диспропорционирование в растворах и условия стабилизации. Окислительно-восстановительные свойства соединений марганца (YI).

13. Соединения марганца (YII) - оксид, марганцовая кислота, перманганаты, КО и ОВ свойства, продукты восстановления при различных значениях pH растворов. Термическое разложение. Использование сильных окислительных свойств калий перманганата в качестве антисептического средства в медицине и в фармацевтическом анализе.
14. Элементы группы YIIIB. Общая характеристика группы. Железо. Химическая активность. Оксиды, гидроксиды и соли железа (II) и (III). Растворимость, устойчивость, гидролиз, окислительно-восстановительные свойства.
15. Комплексные соединения железа, их получение с различными лигандами. Макроциклические комплексы: гемоглобин и железосодержащие ферменты. Ферраты, получение и окислительные свойства. Применение железа и железосодержащих препаратов в медицине и фармации.
16. Кобальт и никель. Химическая активность. Важнейшие соединения кобальта (II), кобальта (III) и никеля (II). КО и ОВ свойства. Образование комплексных соединений. Реакция Чугаева. Кобальт и никель как микроэлементы. Кофермент-В₁₂.
17. Элементы группы IB. Общая характеристика группы. Физические и химические свойства простых веществ. Комплексные соединения меди (I) и (II). Химические основы применения соединений меди в медицине и в фармацевтическом анализе.
18. Соединения меди (I) и (II), их КО и ОВ характеристики, способность к комплексообразованию. Комплексные соединения меди (II) с аммиаком, аминокислотами, многоатомными спиртами.
19. Серебро, химическая активность. Важнейшие соединения серебра (I), их свойства. Растворимые и нерастворимые соли, их получение, свойства. Способность соединений серебра (I) к комплексообразованию.
20. Комплексные соединения серебра с различными лигандами (с аммиаком, галогенидами, тиосульфат-ионами), их получение. Химические основы применения соединений серебра в качестве лечебных препаратов и в фармацевтическом анализе.
21. Золото. Соединения золота (I) и золота (III), их КО и ОВ характеристики, способность к комплексообразованию. Применение в медицине и фармации.

22. Элементы группы IIB. Общая характеристика. Цинк, химическая активность. Амфотерность гидроксида. Соли, их растворимость, гидролиз. Комплексные соединения цинка. Цинкосодержащие ферменты.
23. Ртуть. Общая характеристика, пониженная химическая активность простого вещества, ковалентность образуемых связей с мягкими лигандами, образование связи между атомами ртути. Окисление ртути серой и азотной кислотой. Соединения ртути (I). Химические основы применения соединений ртути в медицине и фармации.
24. Соединения ртути (I) и (II), их КО и ОВ характеристики, способность ртути (I) и ртути (II) к комплексообразованию. Химизм токсического действия соединений кадмия и ртути.
25. Элементы группы IIIA, общая характеристика. Электронная дефицитность и ее влияние на свойства элементов и их соединений. Бор, его характеристика. Соединения бора с водородом, особенности стереохимии и природы связи. Бориды.
26. Галиды бора, гидролиз и комплексообразование. Борный ангидрид и борная кислота. Бораты. Полимерные борат-ионы. Натрий тетраборат. Эфиры борной кислоты. Биологическая роль бора. Антисептические свойства борной кислоты и буры.
27. Алюминий. Общая характеристика. Амфотерность гидроксида. Алуминаты. Комплексные соединения. Соли, их свойства. Галиды. Алюминий гидрид и аланаты. Квасцы. Физико-химические основы применения соединений алюминия в медицине и фармации.
28. Элементы группы IVA. Общая характеристика. Углерод. Валентные состояния и аллотропические модификации углерода. Активированный уголь. Карбиды. Гидролиз карбидов. Биологическая роль углерода. Химические основы использования неорганических соединений углерода в медицине и фармации.
29. Соединения углерода (IV): оксид, стереохимия и природа связи; равновесие в водном растворе. Угольная кислота, карбонаты и гидрокарбонаты, гидролиз и термическое разложение.
30. Соединения углерода с галогенами и серой. Углерод (IV)- хлорид, углерод (IV)- оксидхлорид (фосген), фреоны, сероуглерод и тиокарбонаты. Цианаты и тиоцианаты. Физико-химические свойства, применение.

31. Кремний. Общая характеристика. Силициды. Соединения с водородом. Окисление и гидролиз. Тетрафторид и тетрахлорид кремния, гидролиз. Гексафторосиликаты.
32. Кислородные соединения кремния. Кремний (IV) оксид. Силикагель. Кремниевая кислота. Силикаты. Растворимость и гидролиз. Кремний-органические соединения. Силиконы и силоксаны. Использование в медицине соединений кремния.
33. Элементы подгруппы германия. Общая характеристика. Соединения с галогенами (ЭГ_2 , ЭГ_4). Оксиды ЭО и ЭО_2 , их свойства. Оксид свинца(IV) как сильный окислитель.
34. Химия олова и свинца. Амфотерность гидроксидов. Соли олова и свинца. Окислительно-восстановительные реакции в растворах. Химизм токсического действия соединений свинца. Применение в медицине свинецсодержащих препаратов (свинец(II)ацетат, свинец(II)оксид).
35. Элементы группы УА. Общая характеристика. Азот, фосфор, мышьяк в организме, их биологическая роль. Азот. Многообразие соединений с различными степенями окисления азота. Причина малой химической активности диазота. Нитриды и амиды, их гидролиз.
36. Аммиак, КО и ОВ характеристики, реакции замещения. Аммиакаты. Ион аммония и его соли, кислотные свойства, термическое разложение. Гидразин и гидроксиламин, КО и ОВ характеристики. Азотистоводородная кислота и азиды. Применение аммиака в медицине и фармации.
37. Соединения азота с положительными степенями окисления. Оксиды. Способы получения, КО и ОВ свойства. Азотистая кислота и нитриты. КО и ОВ свойства. Азотная кислота и нитраты. КО и ОВ характеристики. «Царская водка». Применение оксида азота (I), нитрита натрия в медицине и фармации.
38. Фосфор. Общая характеристика. Простые вещества и их химическая активность. Фосфиды. Фосфин. Сравнение с соответствующими соединениями азота. Галиды, их гидролиз. Оксиды фосфора.
39. Фосфорноватистая и фосфористые кислоты, строение молекул, КО и ОВ свойства. Ортофосфорная кислота и ее соли. Дифосфорная кисло-

- та. Метафосфорные кислоты. Производные фосфорной кислоты в живых организмах.
40. Элементы подгруппы мышьяка. Общая характеристика. Соединения с отрицательными степенями окисления. Гидриды. Определение мышьяка по методу Марша.
 41. Оксиды и галиды мышьяка, их реакции с водой. Мышьяксодержащие кислоты. Арсенаты и арсениты. Окислительно-восстановительные свойства соединений мышьяка. Применение оксидов и солей мышьяка в медицине и фармации.
 42. Соли катионов сурьмы (III) и висмута (III), их гидролиз. Сурьмяная кислота и ее соли. Висмутаты. Неустойчивость соединений висмута (V). Применение соединений сурьмы и висмута в медицине и фармации.
 43. Кислород, озон; строение молекул. Сравнительная химическая активность. Озонида. Реакция озона с растворами иодидов. Химические основы применения озона и диоксида, а также соединений кислорода в медицине и фармации.
 44. Элементы группы VIA. Общая характеристика. Сера, ее аллотропия и физико-химические свойства. Способность к образованию полиатомных молекул. Сероводород и сульфиды. Их кислотные и восстановительные свойства. Биологическая роль серы. Применение серы и ее соединений в медицине и фармации.
 45. Соединения серы (IV): оксид, хлорид, оксидхлорид, сернистая кислота, сульфиты и водородсульфиты. Их КО и ОВ свойства. Взаимодействие сульфитов с серой с образованием тиосульфатов. Свойства тиосульфатов: реакции с кислотами, окислителями (в том числе с диодом), катионами-комплексобразователями. Полиитонаты, строение и свойства.
 46. Соединения серы (VI): оксид, гексафторид, диоксидхлорид, серная кислота и сульфаты; КО и ОВ свойства. Олеум. Дисерная (пироксерная) кислота. Пероксомоно- и пероксидисерная кислоты и соли. Окислительные свойства пероксосульфатов.
 47. Селен и теллур. Общая характеристика. КО и ОВ свойства водородных соединений и их солей. Оксиды и кислоты, их КО и ОВ свойства

(в сравнении с подобными соединениями серы). Биологическая роль селена.

48. Элементы группы YIIA (галогены). Общая характеристика. Особые свойства фтора. Простые вещества, их химическая активность. Соединения галогенов с водородом. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Ионы галогенов (галогенид-ионы) как лиганды в комплексных соединениях.
49. Галогены в положительных степенях окисления. Соединения с кислородом и друг с другом. Реакция галогенов с водой и водными растворами щелочей. Кислородные кислоты хлора и их соли.
50. Изменение кислотных и окислительных свойств кислородных кислот галогенов и их солей в зависимости от степени окисления галогена. Хлорная известь. Хлораты, броматы, иодаты. Биологическая роль фтора, хлора, брома, йода и их соединений в медицине и в фармации.
51. Учение В.И. Вернадского о биосфере и биохимии. Понятие о биогенных элементах. Макро- и микроэлементы окружающей среды и в организме человека. Человек и биосфера. Связь эндемических заболеваний с особенностями биохимических провинций. Химизация и вопросы экологии.

**ПЕРЕЧЕНЬ ПРАКТИЧЕСКИХ НАВЫКОВ
ПО ОБЩЕЙ И НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ
ДЛЯ КУРСОВОГО ЭКЗАМЕНА**

1. Приготовление раствора с заданной массовой долей растворенного вещества.
2. Определение pH среды при помощи индикаторов в растворах следующих солей: NH_4Cl , NH_4NO_3 , $\text{CH}_3\text{COONH}_4$, Na_3PO_4 , NaH_2PO_4 , SbCl_3 , $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$, Na_2CO_3 , NaHCO_3 , $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$, AlCl_3 , ZnCl_2 , FeSO_4 , FeCl_3 , $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$.

Составление уравнений протолитических реакций гидролиза солей (в молекулярной и ионной формах).

3. Подбор реактивов и химической посуды для проведения реакций получения следующих комплексных соединений:
 - $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$;
 - $\text{K}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$; $\text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4]$
 - $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$
 - $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$
 - $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$
 - $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$
 - $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$
 - $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$
 - $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$

Составление уравнений реакций получения комплексных соединений, их название и запись выражения константы нестойкости и константы устойчивости комплекса.

4. Подбор реактивов и химической посуды для проведения окислительно-восстановительных реакций, характеризующих:
 - восстановительные свойства тиосульфата натрия;
 - восстановительные и окислительные свойства нитритов;
 - окислительные свойства азотной кислоты;
 - восстановительные свойства соединений сурьмы (III) и висмута (III);
 - окислительные свойства соли висмута (III);
 - восстановительные свойства соединений олова (II);
 - окислительные свойства оксида свинца (IV);
 - восстановительные свойства соединений железа (II);
 - окислительные свойства соединений железа (III);
 - окислительные свойства соединений марганца (VII);
 - окислительные свойства хроматов.

Составление уравнений ОВР и расставление коэффициентов ионно-электронным методом.

Учебное издание

Горбатов Вячеслав Васильевич
Кунцевич Зинаида Степановна

РУКОВОДСТВО

к лабораторно-практическим занятиям
по общей и неорганической химии
для студентов 1 курса
фармацевтического факультета

(часть 2)
2-е издание

Пособие

Технический редактор Борисов И.А.
Компьютерная верстка Матюш И.С.
Корректор Кунцевич З.С.

Подписано в печать 23.05.13.

Формат бумаги 64х84 1/16 Бумага типографская №2.

Гарнитура Таймс Усл. печ. листов 57 Уч.-изд. Л. 426

Тираж 99 экз. Заказ № 394

Витебский государственный медицинский университет.

Издатель и полиграфическое исполнение
УО «Витебский государственный медицинский университет».

ЛИ №02330/0549444 от 08.04.2009.

Пр. Фрунзе, 27, 210023, г. Витебск

Библиотека ВГМУ

